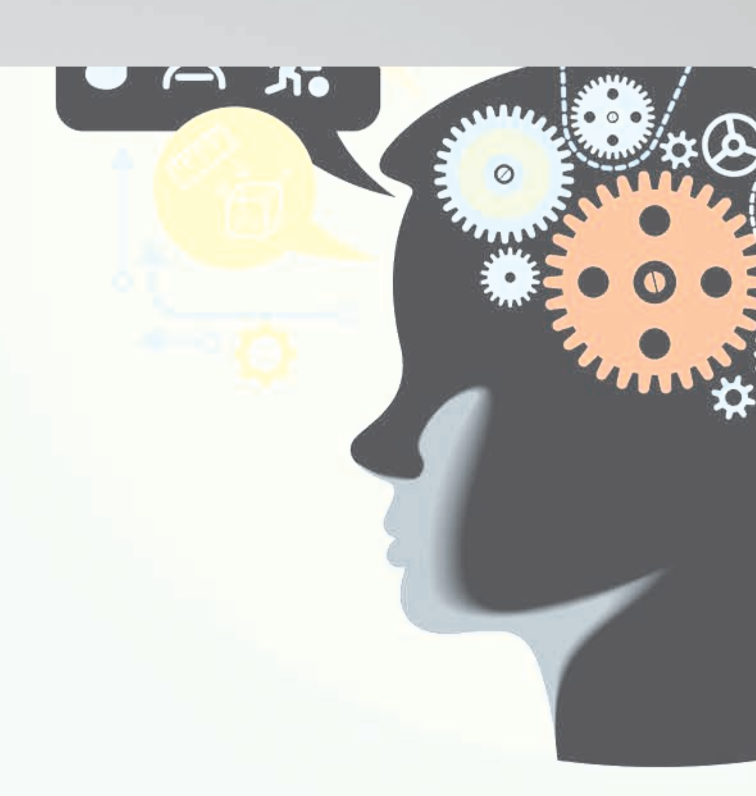


Química Básica

Alejandrina Gallego Picó
Rosa M.ª Garcinuño Martínez
M.ª José Morcillo Ortega
Miguel Ángel Vázquez Segura





Química Básica

ALEJANDRINA GALLEGO PICÓ
ROSA M.ª GARCINUÑO MARTÍNEZ
M.ª JOSÉ MORCILLO ORTEGA
MIGUEL ÁNGEL VÁZQUEZ SEGURA

UNIVERSIDAD NACIONAL DE EDUCACIÓN A DISTANCIA

QUÍMICA BÁSICA

www.uned.es/publicaciones

Diseño de portada: José Garcinuño Martínez

ISBN electrónico: 978-84-362-6784-6

Edición digital: octubre de 2013

ÍNDICE

TEMA 8
Ácidos y bases 561

TEMA 9
Oxidación-Reducción 625

TEMA 10
Introducción a la Química Orgánica 675

TEMA 11
Hidrocarburos 763

PRESENTACIÓN

La Química es una de las ciencias más útiles, pues se relaciona prácticamente con todos los aspectos de nuestra vida, y su fin último, como el de todas las ciencias experimentales, radica en la consecución de aplicaciones prácticas, industriales, médicas, técnicas, económicas, etc., que redundan en beneficio de la sociedad. La Química proporciona nuevos materiales a la industria, nuevos medicamentos, contribuye al conocimiento, preparación y conservación de alimentos y al conocimiento de los procesos químicos que ocurren en los seres vivos, por lo que su contribución al desarrollo técnico, a la salud y el bienestar humano, es muy importante.

Aunque es muy difícil delimitar el campo o contenido de una de las ramas de la Ciencia y separarla de las otras, pues existen muchas cuestiones fronterizas que hacen que las distintas ramas de la Ciencia formen un todo continuo, podemos indicar, de forma general, que la *Química es la rama de la ciencia que trata de la constitución, propiedades y transformaciones de la materia.* Estos términos son de un contenido muy amplio, así, por ejemplo, *constitución* supone no sólo un conocimiento de la composición de una sustancia, sino también de la forma en que están unidos los distintos componentes, es decir, la *estructura* íntima de la materia. El estudio de la estructura es de gran importancia, pues todas las propiedades de una sustancia dependen, fundamentalmente, de su estructura, como veremos a los largo de este libro, y el día que se conozca en su totalidad la estructura de la materia, la Química se convertirá en una ciencia totalmente deductiva, abandonando el carácter empírico que todavía conserva en muchos aspectos.

En los últimos años, la Química ha experimentado un crecimiento explosivo en todos sus campos, que ha llevado consigo a que la enseñanza de esta ciencia sea cada día más deductiva, por lo que se debe procurar adquirir los conocimientos químicos de forma razonada, evitando todo lo posible el esfuerzo memorístico, preguntándose en todo momento el por qué de los hechos, de tal forma que la Química se aprenda porque se llegue a comprender y, así su estudio ayudará a desarrollar un método lógico que después se podrá aplicar para solucionar todo tipo de problemas, no sólo de química. De acuerdo con esta línea educativa, en el presente libro, se ha intentado que el estudiante aprenda a razonar la Química, y pueda llegar a entender y aprender esta materia por sí mismo.

El libro de *Química básica* está escrito, fundamentalmente, para estudiantes que nunca hayan realizado antes un curso de química, o para quienes hubieran interrumpido sus estudios por un tiempo, pero que ahora deseen retomarlos, por lo que podríamos definirlo como un libro de química para principiantes, cuya meta es hacer accesible los fundamentos de la química a todos los estudiantes que se inician en el estudio de esta ciencia. Por ello, su objetivo principal es conseguir que sea una herra-

mienta útil para todos aquellos estudiantes que deseen aprender Química, partiendo de unos conocimientos mínimos, proporcionándoles, desde los niveles casi iniciales de la ciencia química, una formación completa y de calidad que les capacite para acceder a la educación superior. No es, por tanto, un *Texto de Bachillerato* en el sentido restrictivo de la palabra, como tampoco lo es de un determinado *curso de la Licenciatura o Grado*, sino que lo que este texto pretende es ser un manual que sirva de guía, conjugando sencillez y rigor científico, en la comprensión de conceptos, de leyes, de modelos, etc., que le serán exigidos a los estudiantes en su paso por la Universidad.

Esta obra ha sido diseñada de forma que por medio del desarrollo de sus contenidos, así como de la aplicación de los mismos mediante ejercicios resueltos, los estudiantes puedan obtener de forma paulatina, progresiva y ordenada los conceptos básicos necesarios para su formación científica. Para ello, se han desarrollado cada uno de los temas de la forma más lógica, simple y directa posible, intentando explicar con claridad conceptos abstractos, lo bastante conciso para no abrumar a los estudiantes con información extraña e innecesaria para su nivel, pero realizando una presentación suficientemente amplia para prepararlos para el siguiente nivel de aprendizaje. Así, nos hemos esforzado, en no ir más allá de lo que resulta apropiado en un primer curso general, por lo que sólo se han incluido aquellos conceptos que puedan describirse de un modo bastante completo para permitir una comprensión razonable, sin utilizar cálculos o demostraciones de tipo matemático superiores al nivel de este libro, aunque la mayoría de las veces se explican en textos de Química General. Por ejemplo, se ha desarrollado una aproximación eficaz, aunque sencilla, a la termodinámica, a través de la química, en lugar de hacerlo mediante la física. Creemos, que muchas de estas cuestiones son innecesarias para comprender los conocimientos fundamentales de la química y que, en determinados estudiantes, en lugar de servir para aclarar las ideas sólo les causan dificultades y cierta confusión.

Al ser un texto de iniciación a la Química, incluso para cualquier persona sin ningún tipo de estudios previos, se ha puesto especial atención en la claridad expositiva, tanto de los conceptos fundamentales como en la resolución de ejercicios y cuestiones, de cada una de las unidades que componen el presente texto.

La Química general suele considerarse como una materia difícil de estudiar, lo que en cierto sentido es justificable, pues tiene un vocabulario muy especializado y, además, algunos de sus conceptos son abstractos. Por esto, los autores de este libro, recomiendan a los estudiantes que pongan mucha atención en el vocabulario utilizado en el mismo, pues una parte importante de un primer curso en cualquier ciencia es aprender el significado de los términos que se usan en ese campo o área y que, desafortunadamente, no siempre significan lo mismo que en la vida cotidiana o en otras ciencias.

La extensión y diversidad de los numerosos campos que, en la actualidad, constituyen las Ciencias Químicas plantean un grave problema para un estudio de conjunto. Por ello, en un texto breve y elemental de introducción a la Química, como es el presente, no ha habido más remedio que prescindir de muchos conceptos y cuestiones, más o menos interesantes, y limitarnos a exponer unos principios fundamentales que permitan aprender a razonar químicamente, para poder comprender los procesos químicos más importantes. Se ha intentado adoptar un criterio razonable a la hora de eliminar alguna parte del extenso material de química y, a pesar de ello, creemos que este libro contiene bastante más de lo que un estudiante es capaz de dominar durante un curso.

Las primeras unidades del libro constituyen una introducción a la Química, por lo que están dedicadas a ejemplos y descripciones de las propiedades y el comportamiento químico necesarios para comprender las teorías que se presentan después a lo largo de este libro. En ellas se desarrollan de un modo completo, el lenguaje de la química y los principios de la estequiometria. Se razonan los procesos químicos, aunque de forma elemental, tomando como punto de partida las Leyes generales de la Química, la configuración electrónica de los átomos en la que está basada la Clasificación periódica de los elementos, y la estructura atómico-molecular de la materia, de la que, en último término, dependen todas sus propiedades físico-químicas. De manera más concreta, se busca establecer las bases del conocimiento de la naturaleza microscópica de la materia, desde la estructura de los átomos hasta los principales tipos de enlace entre los mismos, así como las interacciones intermoleculares que darán lugar a los estados de agregación. El estudiante debe conocer las teorías de enlace y ser capaz de relacionar las propiedades de los átomos, de los enlaces y de las moléculas con las propiedades macroscópicas de la materia en los tres estados de agregación: sólido, líquido y gas, de modo que al final de estos primeros capítulos todos los estudiantes deberían hallarse al mismo nivel. Esta introducción a los conceptos fundamentales y principios de la química, a partir de las ideas más elementales, debería ayudar a conseguir que los estudiantes con formación heterogénea, incluyendo entre ellos a los que no han estudiado química en ningún momento, alcancen pronto el mismo nivel en este curso. Al comprender claramente estos temas, el estudiante se forma un concepto y vocabulario básico de las propiedades químicas, a la vez que le proporcionan los fundamentos necesarios para iniciar el trabajo de laboratorio. A continuación, se estudian los contenidos habituales de cualquier curso de Química general de este nivel, como son los principios más importantes en la química termodinámica, cinética y equilibrio químico, reacciones ácido-base y oxidación reducción. Asimismo, se desarrollan los principios fundamentales de la química orgánica, aprendiendo a reconocer los principales grupos funcionales, así como categorizar los principales tipos de reacciones orgánicas y conocer los principales grupos de compuestos orgánicos. Además, se han incluido dos Anexos en los que se exponen aspectos básicos de nomenclatura inorgánica, así como una introducción a los aspectos fundamentales de la Bioquímica, con el fin de poder ayudar a todos aquellos estudiantes que deseen proseguir el aprendizaje de la Química en cursos superiores.

La adquisición de estos conocimientos por parte del estudiante, en el primer curso de química, será de gran importancia para sentar las bases de la química, lo que le facilitará una mayor comprensión de conceptos que sean tratados en asignaturas posteriores.

Los contenidos están distribuidos en doce Temas o Unidades Didácticas, presentando todas ellas la misma estructura. Cada una de las Unidades que componen este libro contiene: *esquema de los contenidos* de la unidad, una relación de los *objetivos* que se quieren alcanzar, una *introducción* en la que se hace una descripción breve acerca de la materia que se va a tratar, así como de la importancia del material incluido en ese capítulo, *desarrollo de contenidos*, un glosario (*en esta Unidad tienes que recordar*), y finaliza con una completa colección de problemas, unos explicados y resueltos (*Desarrollo de competencias*) y otros propuestos e indicada su resolución (*Autoevaluación*), que tratan de determinar si los estudiantes han alcanzado los objetivos propuestos al comienzo de la unidad.

Como se ha indicado, cada unidad consta de un texto básico, *Desarrollo de contenidos*, dividido en varios apartados y subapartados, en los que se desarrollan, de

forma razonada, los contenidos fundamentales que son, a nuestro juicio, los justos para un nivel introductorio. Cada capítulo va precedido de una pequeña *Introducción* motivadora, con la que se intenta interesar al estudiante en su contenido, se le indican los aspectos más importantes que se van a desarrollar, su relación con otros temas y, en general, todo aquello que le permita encuadrar la materia que se va a tratar en ese tema.

Además de exponer todos los contenidos fundamentales de la Química, otro de los principales objetivos de este libro es el de presentar un método racional y lógico para resolver problemas, por ello, en cada capítulo se proporciona la ayuda necesaria para poder adquirir destreza en la resolución de todo tipo de ejercicios, relacionados con el contenido del mismo. Así, en cada apartado de la unidad se han intercalado varios ejercicios resueltos en donde se muestra la aplicación de cada concepto clave o conocimiento importante desarrollado en el mismo, utilizando explicaciones detalladas en cada paso, para poder verificar su comprensión. Algunos ejercicios propuestos requieren que se combinen conocimientos de más de una sección del capítulo o de distintos capítulos. Los ejemplos y problemas muestran a los estudiantes el mundo real de la química y sus aplicaciones para las situaciones cotidianas.

Es muy importante que el estudiante adquiera una habilidad clara para resolver problemas, pues de este modo se aprenden, con mayor facilidad, los conceptos fundamentales, a la vez que se consolidan y aclaran los conocimientos adquiridos. Por ello, cada unidad finaliza con las secciones denominadas *Desarrollo de competencias* y *Autoevaluación* que incluyen un número suficiente de ejercicios, muy similares a los resueltos dentro del capítulo, muchos de los cuales son aplicaciones de la vida real a los contenidos de los que se ocupa el tema. Cada paso del proceso para resolver problemas se ha presentado con mucho cuidado, intentando incorporar las habilidades matemáticas fundamentales, la notación científica, las cifras significativas, así como otros métodos de solución cuando es apropiado. Estos métodos opcionales proporcionan flexibilidad a los estudiantes, dándoles la oportunidad de escoger el que mejor se adapte a sus necesidades. En la sección *Desarrollo de competencias*, se presenta una amplísima colección de problemas resueltos con distintos grados de dificultad, a modo de ejemplo para fijar los conceptos principales de la unidad. En la sección de *Autoevaluación* los problemas están pensados para resolverlos sin consultar el libro y son un desafío para que el estudiante compruebe por sí mismo hasta qué punto ha asimilado los conocimientos y conceptos básicos del tema, así como su destreza para resolver problemas y su capacidad crítica. Además, preferentemente, se han buscado enunciados que se hayan propuesto previamente en las pruebas de Selectividad, con un grado de dificultad adecuado para los estudiantes del nivel de este libro. De esta manera, hemos intentando conseguir un balance adecuado entre principios y aplicaciones, razonamientos cuantitativos y cualitativos, así como entre rigor científico y simplificación.

En todas las unidades se han incluido, figuras, fotografías, gráficas, esquemas, tablas, etc., que ilustran el material que se describe en el texto, y ayudan a los estudiantes a visualizar lo que se está tratando. Muchos de los resultados se han resumido en forma de tabla, con el fin de ayudar a los estudiantes a formarse un panorama global. En el estudio de la química deben introducirse muchos términos nuevos, cada uno de los cuales se hallan impresos en negrita en el lugar en el que se definen y al final de cada unidad aparece una relación de los mismos, en forma de glosario denominado *En esta Unidad tienes que recordar,* que ayuda a los estudiantes a determinar los conceptos más importantes del capítulo, y resulta muy útil para poder dar un repaso

general al contenido de cada unidad y recordar los términos definidos en el mismo. Asimismo, a lo largo del texto los enunciados, reglas, leyes y conceptos más importantes se han encerrado en recuadros para resaltarlos y poder consultarlos con rapidez. Las ecuaciones básicas se presentan dentro de cada unidad y se resaltan para captar la atención del estudiante en cuanto al material que necesita comprender y recordar.

Con el fin de que los estudiantes tengan una formación completa y de calidad, se han incluido los Anexos I y II al final del libro, así como los Apéndices I-XI, con tablas e información que son de utilidad para obtener los datos necesarios que les permita resolver los problemas propuestos.

El Anexo I, *Introducción a la nomenclatura de la Química Inorgánica*, está pensado para facilitar el aprendizaje de la nomenclatura química inorgánica a aquellos estudiantes para los que éste sea su primer curso o su primer contacto con esta materia, y el Anexo II, *Algunos aspectos básicos de la Bioquímica*, con el fin de que aquellos estudiantes que vayan a optar por las modalidades relacionadas con las Ciencias de la salud o profesiones no científicas, tengan unos conocimientos básicos de este área de la ciencia tan importante en la actualidad.

Por otro lado, en los Apéndices I-V se recoge una relación de los elementos del Sistema Periódico con sus símbolos, número atómico y masas atómicas, la configuración electrónica de la capa de valencia y los números de oxidación de cada uno de ellos. Por último, en los Apéndices VI al XI se indican algunas constantes físicas y químicas, las principales unidades del Sistema Internacional y sus factores de conversión, así como los potenciales redox y algunas propiedades termodinámicas de compuestos orgánicos e inorgánicos.

A pesar de lo voluminoso del libro, es preciso señalar que el contenido se mantiene siempre a un nivel elemental y de extensión temática limitada, haciendo uso de una profusión de tablas, esquemas, figuras y gráficos que facilitan la comprensión de la materia y, por tanto, el aprendizaje que se pretende para estudiantes sin conocimientos previos de Química.

Al escribir este libro nos hemos beneficiado de la experiencia docente de los autores del mismo, y de muchas conversaciones con compañeros y estudiantes que nos han realizado sugerencias y consideraciones adecuadas. Por último, esperamos que todos aquellos estudiantes y lectores que lo utilicen nos hagan llegar, tanto las indicaciones de erratas o errores, como cualquier tipo de crítica, comentario y apreciaciones que tengan la amabilidad de enviarnos, y les agradecemos, de antemano, su colaboración para mejorar futuras ediciones de esta obra.



Leyes de las transformaciones químicas

Contenidos

— Leyes ponderales: Ley de la conservación de la masa, Ley de la composición constante, Ley de las proporciones múltiples, Ley de los pesos de combinación, Teoría atómica de Dalton.

— Leyes volumétricas: Ley de los volúmenes de combinación, Hipótesis de Avogadro.

Objetivos

— **Conocer las leyes básicas que gobiernan los fenómenos químicos y rigen las relaciones ponderales y volumétricas.**

— **Apreciar las Leyes ponderales como base para el establecimiento de la teoría atómico-molecular.**

— **Comprender las Leyes ponderales de química, que tienen como objetivo el estudio del peso relativo de las sustancias, en una reacción química, entre dos o más elementos químicos.**

— **Conocer las hipótesis en que se basa la teoría atómica de Dalton y sus limitaciones actuales.**

— **Conocer las Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas.**

— **Entender la evolución de la teoría de Dalton: relaciones volumétricas de Gay-Lussac. Hipótesis de Avogadro.**

— **Aplicar las Leyes fundamentales de química a la resolución de problemas.**

— **Aplicar las leyes ponderales en las relaciones estequiométricas.**

Introducción

Aunque ya en el siglo V antes de Cristo, los filósofos habían supuesto que la materia era discontinua y estaba formada por partículas indivisibles a las que llamaron átomos, la teoría atómica moderna (principios del siglo XIX), no pudo ser establecida científicamente hasta después de haber estudiado experimentalmente y de forma cuantitativa las transformaciones químicas, deduciéndose las llamadas Leyes Fundamentales.

Los sistemas materiales pueden sufrir transformaciones muy diversas, así en las llamadas «transformaciones químicas» las sustancias que componen el sistema material sufren cambios en su naturaleza transformándose en otras diferentes, mientras que en las transformaciones físicas las sustancias no se transforman en otras diferentes.

A finales del siglo XVIII y principios del XIX fueron descubriéndose, de forma experimental, las relaciones entre las masas o volúmenes de las sustancias que intervienen en una transformación química. Estas relaciones, se enunciaron mediante una serie de leyes experimentales que formaron la base de la teoría atómico-molecular de la materia, por lo que tuvieron una gran importancia en el desarrollo de la Química como ciencia. Destacan las aportaciones realizadas por Lavoisier, Dalton, Proust, Richter, Gay-Lussac y Avogadro, que son las que vamos a desarrollar en esta unidad. Estas leyes se clasifican en dos grupos: leyes ponderales y leyes volumétricas. Las primeras se refieren a los pesos de las sustancias químicas, y las segundas a sus volúmenes.

El empleo de la balanza fue un hecho clave en el avance de la química, puesto que permitió la medida precisa de las cantidades en las que diferentes sustancias participaban en una reacción o trasformación química, es decir, cuantificar el estudio de las reacciones, lo que llevó a los químicos de la época a enunciar diferentes leyes, que se conocen con el nombre de Leyes ponderales o relativas al peso.

Las sustancias compuestas se originan a partir de las sustancias simples y, aunque el número que se conoce de las primeras es muy elevado, su formación siempre obedece a lo establecido en las leyes fundamentales de las trasformaciones químicas. Entre estas leyes científicas, tenemos, por un lado, las que se refieren al comportamiento cuantitativo de las sustancias elementales al combinarse entre sí, que se conocen como «leyes ponderales» y son: conservación de la materia, proporciones definidas, proporciones múltiples y proporciones recíprocas; y por otro lado, las relativas a las reacciones de combinación de las sustancias gaseosas: Ley de las combinaciones volumétricas.

El conocimiento de las leyes que rigen los cambios químicos, junto con el avance de la ciencia y la tecnología, nos permite provocar y controlar estos cambios y, de esta forma, producir continuamente nuevos materiales. Por ello, el estudio de las Leyes

de las combinaciones químicas es imprescindible en química, ya que son los pilares básicos de la Química moderna, sin embargo, hay que tener claro que estas leyes no son más que la expresión general de los resultados experimentales, obtenidos en el estudio de las relaciones cuantitativas de formación de compuestos a partir de sustancias elementales, no estando apoyadas sobre ninguna hipótesis acerca de la naturaleza de la materia.

En este tema se expondrán, siguiendo el orden histórico, estas leyes fundamentales de las reacciones químicas que, iniciadas por la Ley de Lavoisier de conservación de la masa, condujeron a la teoría atómica. Esta teoría consiguió un sólido respaldo al poder explicar las leyes anteriores, sin embargo las primeras dificultades vinieron con la Ley de Gay-Lussac de los volúmenes de los gases que reaccionan, en aparente contradicción con la teoría atómica de Dalton. Finalmente, estas dificultades fueron superadas por Avogadro al enunciar su hipótesis sobre los gases, Hipótesis de Avogadro con la que se cierra esta unidad.

Desarrollo de los contenidos

La materia del mundo en que vivimos está constantemente sufriendo cambios o transformaciones que pueden ser de dos tipos: físicos o químicos. En los primeros, se producen variaciones en algunas propiedades de las sustancias, pero sin que éstas se conviertan en otras diferentes. Sin embargo, en las transformaciones químicas o reacciones la composición química de las sustancias queda alterada o modificada.

En el estudio experimental y cuantitativo de estas transformaciones químicas se observó una serie de regularidades que, enunciadas en forma de leyes denominadas «Leyes experimentales de las transformaciones químicas», entre los años 1785 y 1810, han contribuido de forma muy destacada al desarrollo histórico de la Química.

Estas Leyes fundamentales, fueron establecidas mediante el estudio de reacciones químicas entre sustancias en estado gaseoso y se clasifican en dos grupos: leyes ponderales y leyes volumétricas. Las leyes ponderales se refieren a las masas (pesos) de las sustancias que entran en juego en las reacciones químicas, mientras que las leyes volumétricas se refieren a sus volúmenes.

Estas leyes constituyen la base experimental de la teoría de Dalton y de la hipótesis de Avogadro, que proponen un modelo de estructuración atómico-molecular de la materia.

Las leyes ponderales, que vamos a exponer a continuación, presentan en la actualidad alguna excepción, que en un libro de introducción a la Química no se van a comentar, como, por ejemplo, la Ley de conservación de la masa que sólo se cumple exactamente en las transformaciones químicas ordinarias, pues en las denominadas reacciones nucleares puede haber una pequeña variación de la masa, que se convierte en energía, por lo que en este caso lo que se conserva en la suma de la masa y la energía. Sin embargo, en las reacciones químicas ordinarias, la variación de energía equivale a una masa tan sumamente pequeña que es imposible de apreciar.

1. LEYES PONDERALES

Las leyes ponderales establecen relaciones entre las masas de los elementos en la formación de compuestos, y también con la masa de éstos.

1.1. Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

Una de las preguntas más elementales que los científicos se hacían, con respecto a las reacciones químicas, era si en ellas variaba o no la masa total de las sustancias

que intervenían en ellas. Hasta finales del siglo XVIII, el estudio de la química había sido cualitativo, por lo que, a menudo, podía predecirse el desarrollo de una reacción química, pero no era posible calcular qué cantidad de cada reactivo se necesitaba para llevarla a cabo.

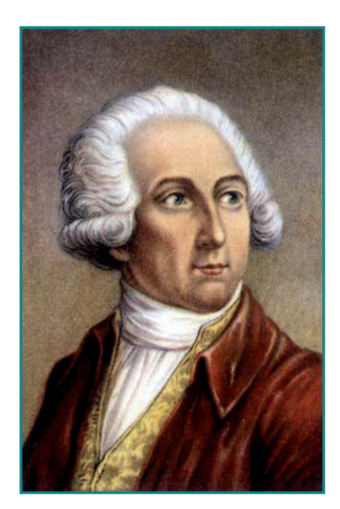


Figura 1. A. L. Lavoisier.

El estudio de las reacciones en recipientes cerrados y la utilización de la balanza para tomar medidas cuantitativas permitieron al químico francés Antonie Laurent Lavoisier (1743-1794) (Figura 1), comprobar, con toda garantía, que las reacciones químicas no producían ningún cambio de peso o masa, lo que le llevo a enunciar el **Principio de Conservación de la Materia**: «la materia ni se crea ni se destruye, sino que se transforma».

El descubrimiento de esta ley fue una pieza clave en la consolidación y expansión de la química como ciencia experimental, y todavía hoy es fundamental, especialmente en Química Analítica, pues es la base de los análisis químicos de tipo gravimétrico. Asimismo, la ley de Lavoisier, señaló el comienzo del uso riguroso de las medidas cuantitativas en química, mediante la cual fue posible establecer las leyes de combinación y desarrollar la teoría atómica de Dalton. Probablemente, la aportación más importante que hizo Lavoisier a la Química fue la implantación de la medida precisa a todos los procesos en los que la materia sufre transformaciones y el enunciado de la famosa ley de conservación de la masa (Figura 2).



Figura 2. Conservación de la masa.

Los experimentos de Lavoisier han sido después repetidos muchas veces y para toda clase de reacciones químicas, comprobándose siempre la llamada **ley de Lavoisier** o **ley de conservación de la masa**, que se puede enunciar diciendo que: *en toda transformación química ordinaria, la masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias resultantes (productos), es decir, la masa total de las sustancias que intervienen en ella permanece constante* (Figura 3).

$$\Sigma M \text{ reactivos} = \Sigma M \text{ productos}$$

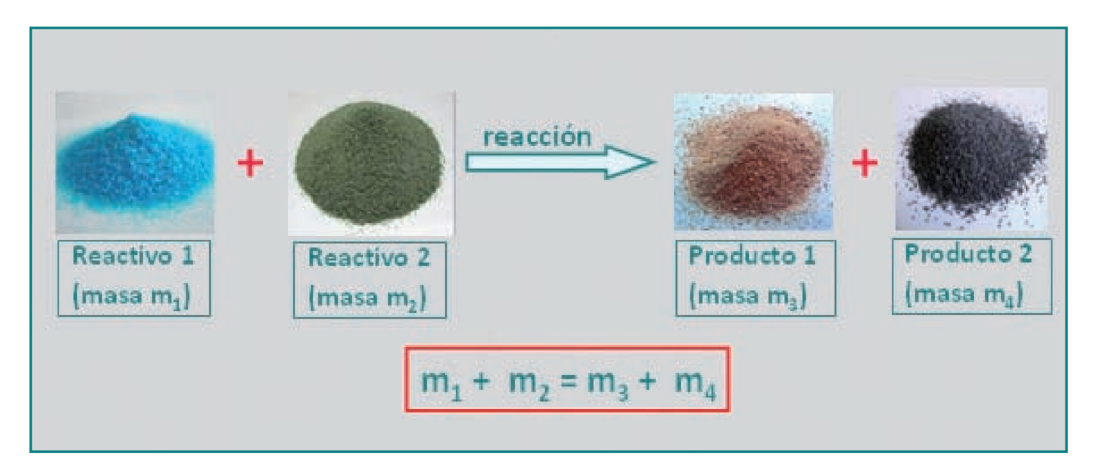


Figura 3. Ley de conservación de la masa o de Lavoisier.

Ley de conservación de la masa. En cualquier sistema cerrado en el que tiene lugar una reacción química ordinaria, la masa permanece constante, por lo que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de reacción.

Es decir, en un sistema cerrado (sin intercambio de materia con el exterior), la masa total de las sustancias existentes no cambia, aunque se produzca cualquier reacción química, así, por ejemplo, si preparamos una disolución de nitrato de plomo en un vaso y otra de yoduro de potasio en otro, y las pesamos en una balanza comprobamos que entre las dos pesan 222,1 g. Después las mezclamos, y vemos que aparece una sustancia nueva, el yoduro de plomo (precipitado amarillo). Nuevamente las colocamos en la balanza y comprobamos que pesan 222,1 g, es decir, la masa no ha variado (Figura 4).

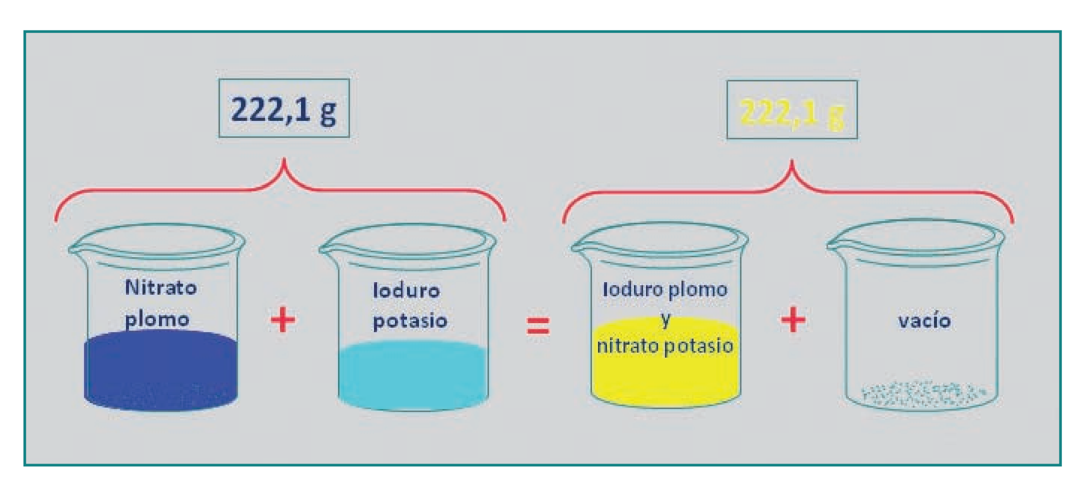


Figura 4. Ejemplo de la ley de conservación de la masa.

La ley de conservación de la masa sólo se cumple exactamente en las reacciones químicas ordinarias, que son las que estudiaremos en este libro, mientras que en las reacciones nucleares puede haber una pequeña variación de la masa, que se convierte particularmente en energía.

Esta ley nos permite tener una información interesante sobre las sustancias que participan en una reacción química como, por ejemplo, si la reacción química entre el cobre y el oxígeno se produce de la siguiente forma:

7,94 g de cobre + 2,00 g de oxígeno $\rightarrow$ 9,94 g de un compuesto de cobre y oxígeno

según esta Ley, también se puede escribir que:

3,97 g de cobre + 1,00 g de oxígeno $\rightarrow$ 4,97 g de un compuesto de cobre y oxígeno

Por lo que, se puede deducir que la masa relativa de combinación entre el cobre y el oxígeno es siempre igual a **3,97:**

$$\frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{7{,}94}{2{,}00} = \frac{3{,}97}{1{,}00} = 3{,}97$$

Ejemplos

1. Cuando se hacen reaccionar 4,032 g de hidrógeno gaseoso con 141,812 g de cloro gaseoso se obtienen 145,844 g de ácido clorhídrico, cumpliéndose la ley de conservación de la masa (Figura 5).

Masa reactivos = Masa productos

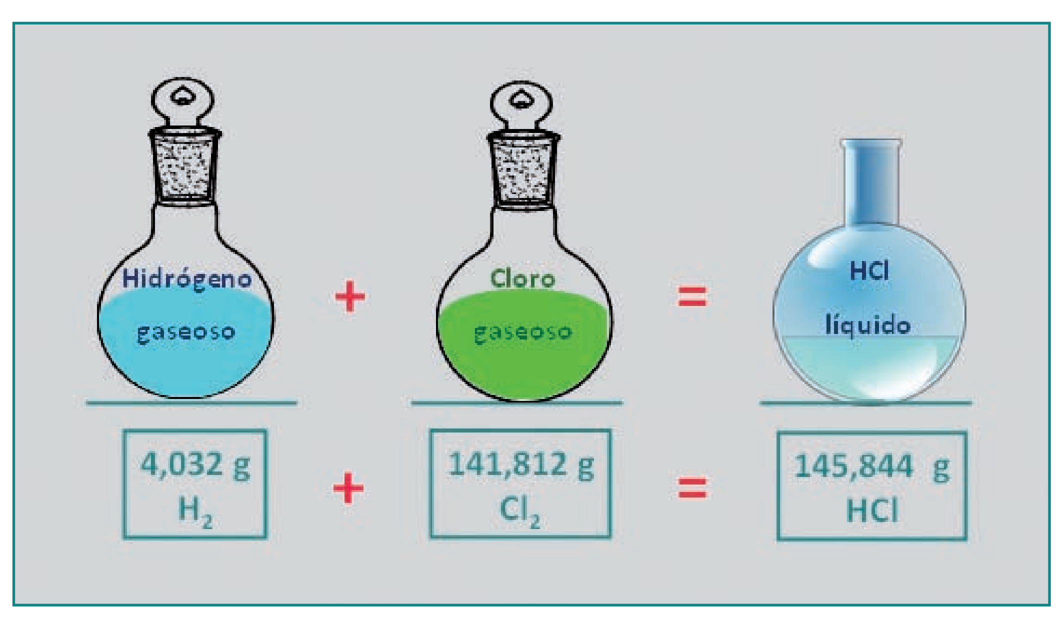


Figura 5. Ley de Lavoisier en la formación de ácido clorhídrico, HCl.

2. Asimismo, si tenemos 7 g de hierro y reaccionan con 4 g de azufre se obtienen 11 g de sulfuro de hierro (Figura 6).

$$\begin{array}{ccccc} Fe & + & S & \rightarrow & FeS \\ 7\text{ g} & & 4\text{ g} & & 11\text{ g} \end{array}$$

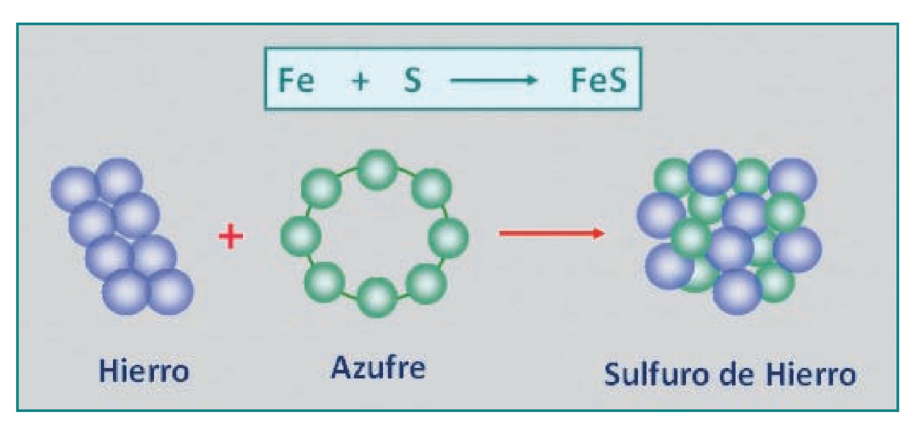


Figura 6. Ley de Lavoisier en la formación del FeS.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Una cinta de magnesio metal de 0,293 g se quemó en el aire (con oxígeno) y se formó un residuo de óxido de magnesio que pesaba 0,486 g. ¿Cuál es la cantidad de oxígeno del aire que, de acuerdo con la ley de conservación de la masa, ha reaccionado con el magnesio?

Solución

El enunciado nos indica que la masa del producto final, de óxido de magnesio, es 0,486 g, por lo que, según la ley de conservación de la masa, la de los reactivos tendrá que ser la misma.

Masa reactivos = Masa productos

Masa de magnesio + masa de oxígeno = Masa óxido de magnesio

0,486 g = 0,293 g + masa de oxígeno

Masa de oxígeno = 0,193 g

Ejercicio 2

Al pasar la corriente eléctrica a través de agua se produce hidrógeno y oxígeno, ambos en forma de gas. Si en este proceso partimos de 54,0 g de agua y se producen 6,0 g de hidrógeno, ¿cuántos gramos de oxígeno se formarán?

Solución

La ley de conservación de la masa establece que la masa del agua es igual a la suma de las masas de hidrógeno y oxígeno, por lo que, la masa de oxígeno será igual a la del agua menos la del hidrógeno.

Masa reactivos = Masa productos

Masa de hidrógeno + masa de oxígeno = Masa de agua

54,0 g de agua = 6,0 g de hidrógeno + masa de oxígeno

54,0 g agua - 6,0 g hidrógeno = 48,0 g de oxígeno

Masa de oxígeno = 48,0 g de oxígeno

1.2. Ley de la composición constante o Ley de Proust

Además de su principio de conservación de la materia, Lavoisier definió el concepto de «elemento químico», lo que llevó a los científicos de la época a preguntarse si existía alguna relación entre las masas de los distintos elementos y sus compuestos.

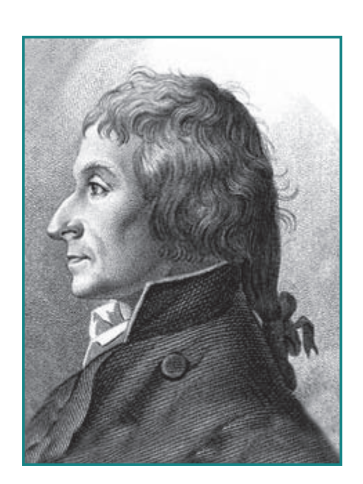


Figura 7. J. L. Proust.

El primero en investigar este hecho fue el químico sueco J. J. Berzelius, que comprobó que la composición del sulfuro de plomo era siempre la misma, cualesquiera que fuesen las cantidades iniciales de azufre y de plomo que se utilizasen, es decir, que la composición porcentual de un compuesto químico era siempre la misma, independientemente de su origen.

Tomando como base experimental los meticulosos trabajos llevados a cabo por Berzelius, y realizando experiencias semejantes a éstas, el químico francés J. L. Proust (Figura 7) demostró que, independientemente del proceso seguido en su formación, un compuesto químico contiene elementos en una proporción en masa fija y definida. Los resultados obtenidos le llevaron a enunciar, en 1799, la llamada **Ley de la composición constante** o **Ley de las proporciones definidas**, que establece que: *en la formación de un determinado compuesto intervienen siempre los mismos elementos y en la misma proporción en masa, independientemente del modo de preparación utilizado* (Figura 8).

Ley de la composición constante. Cuando dos o más elementos se combinan para formar un único compuesto, lo hacen siempre en una relación de masas definida y constante.

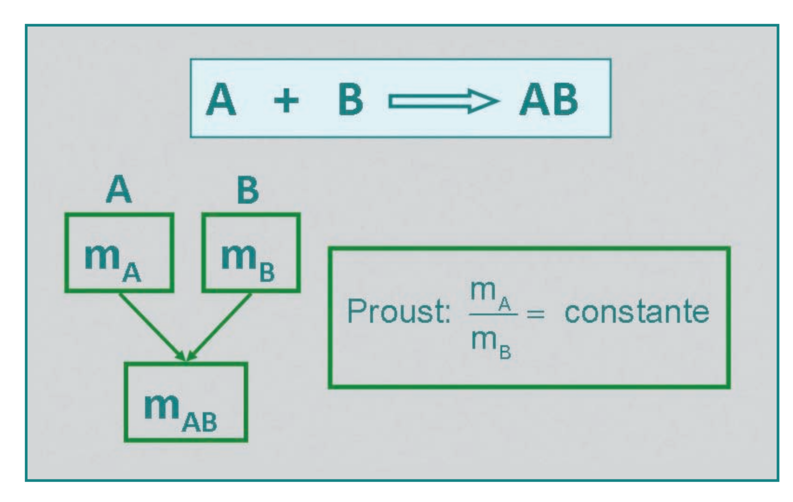


Figura 8. Ley de Proust o de la composición constante.

Esta ley se puede comprobar, por ejemplo, con el siguiente experimento: si se hacen reaccionar, 10,00 g de cloro con 10,00 g de sodio (Figura 9), se comprueba que los 10,00 g de cloro no reaccionan con todo el sodio, sólo reacciona una porción de

él, exactamente 6,48 g, quedándose el exceso de sodio (3,52 g) sin reaccionar, por tanto en este caso, el cloro y el sodio han reaccionado en la proporción en peso:

$$\frac{\textit{sodio}}{\textit{cloro}} = \frac{6{,}48\ \text{g}}{10{,}00\ \text{g}}$$

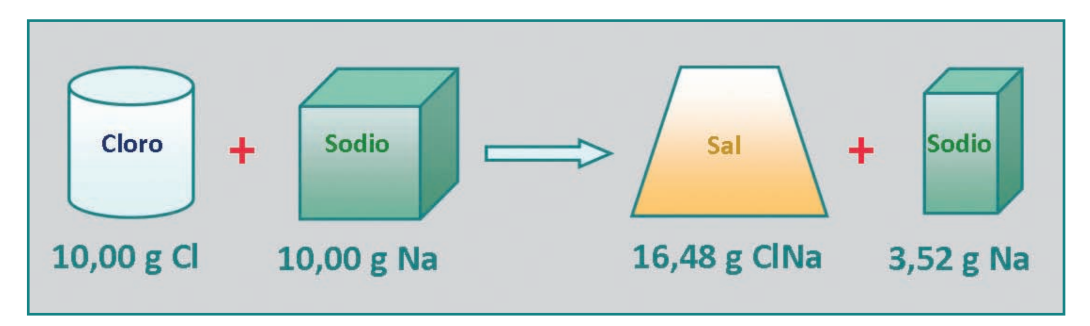


Figura 9. Ejemplo de la Ley de Proust en la formación de ClNa.

Aunque cambiemos las condiciones experimentales de la reacción, para intentar que reaccionen los 10,00 g de cloro con los 10,00 g de sodio, se comprueba que esto no es posible. De la misma forma, si en vez de partir de 10,00 g de cloro tenemos el doble, es decir, 20,00 g de cloro, también se comprueba que la cantidad de sodio que se consumirá será 12,96 g, y si lo que tenemos son 7,61 g de cloro reaccionará con 4,93 g de sodio, y así sucesivamente. Por tanto, se ha comprobado que, en cualquiera de los casos, no ha reaccionado todo con todo, quedando siempre un elemento en exceso sin reaccionar. Asimismo, la relación en masa en que ambos elementos se combinan para formar el compuesto de cloruro sódico, ClNa, será siempre la misma, cualesquiera que sean sus cantidades iniciales. Luego:

$$\frac{\text{sodio}}{\text{cloro}} = \frac{6{,}48\ \text{g}}{10{,}00\ \text{g}} = \frac{12{,}96\ \text{g}}{20{,}00\ \text{g}} = \frac{4{,}93\ \text{g}}{7{,}61\ \text{g}} = \ldots\ldots = \text{constante}$$

Considerada desde el punto de vista del análisis, esta ley supone que al descomponer cualquier compuesto encontramos siempre la misma relación en masa (peso) entre sus elementos. Por tanto y siguiendo con el ejemplo anterior, cualquier muestra de sal común (ClNa) descompuesta nos arrojará invariablemente un 39,34% de sodio y un 60,66% de cloro (relación 6,48 / 10 = 0,648 $\xrightarrow{\text{igual a}}$ 39,34% / 60,66% = 0,648).

Del mismo modo, si reacciona el hierro con el oxígeno siempre lo hacen en la misma proporción en masa:

Fe	O	Fe/O
10,0 g	4,20 g	2,3
3,0 g	1,26 g	2,3
25,0 g	10,5 g	2,3
7,0 g	2,94 g	2,3

Esto significa que, según ley de Proust y desde el punto de vista del análisis, al descomponerse cualquier compuesto, debemos encontrar siempre la misma relación en masa (peso) entre sus elementos, es decir, que un material se puede considerar que es un **compuesto químico** si la relación de las masas de sus componentes es constante, como hemos podido comprobar en el ejemplo anterior del cloruro de sodio (ClNa) o sal común.

Esta ley se convirtió en la piedra angular de la química, pues al establecer que la composición o relación en que intervienen los diferentes elementos en un compuesto es constante y característica de cada sustancia, se estableció las diferencias entre compuesto químico y mezcla.

Hoy día se sabe que existen algunos compuestos, que en este libro de introducción no vamos a ver, que no cumplen la Ley de Proust, como, por ejemplo, muchos compuestos sólidos de los llamados *semiconductores*, por lo que esta ley tiene también algunas excepciones.

Ejemplos

1. El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro (II) exactamente en la siguiente proporción: 4 gramos de azufre por cada 7 gramos de hierro, y el resto queda sin reaccionar (Figura 10).



Figura 10. Ley de la composición constante en la formación del FeS (II).

Azufre	+	Hierro	→	Sulfuro de hierro (II)	
2 g		3,5 g		0 g	Inicial
				5,5 g	Final
4 g		7 g		0 g	Inicial
				11 g	Final
4 g		10 g		0 g	Inicial
		3 g		11 g	Final
8 g		7 g		0 g	Inicial
4 g				11 g	Final

2. El cobre, Cu, y el azufre, S, se combinan para formar CuS en la siguiente proporción: 10,00 g de cobre con 5,04 g de azufre para formar 15,04 g de CuS (Figura 11), encontrándonos siempre la misma relación en masa entre sus elementos, aunque cambiemos las condiciones experimentales de la reacción.

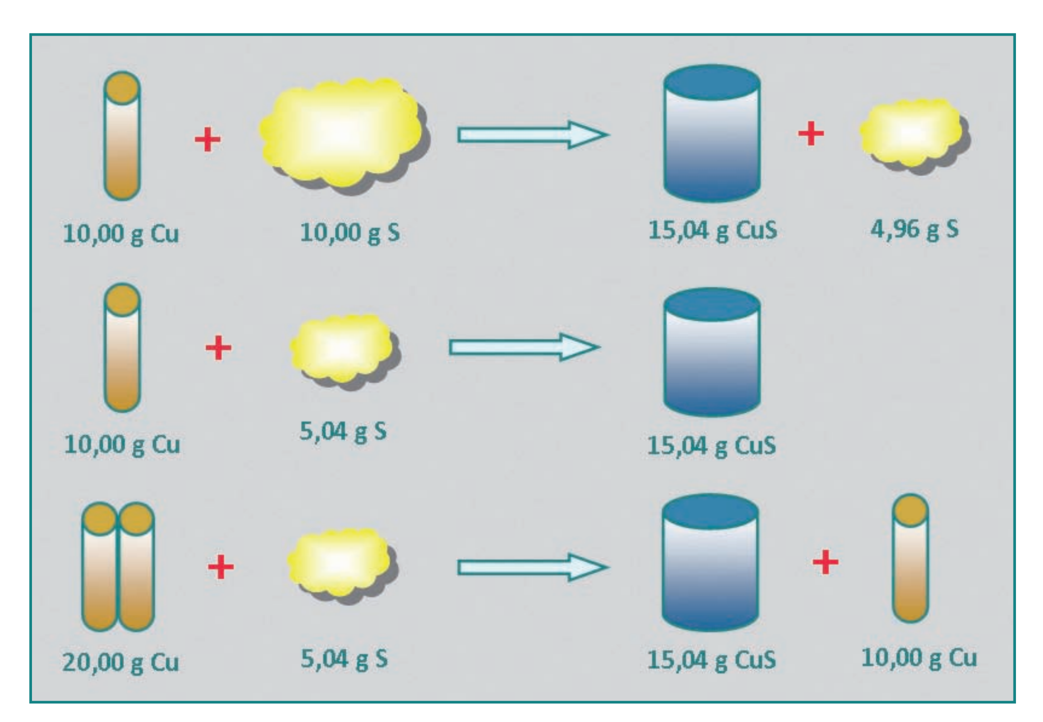


Figura 11. Ley de la composición constante en la formación del CuS.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: Muestra A: 1,004 g de calcio, Ca, y 0,400 g de oxígeno; Muestra B: 2,209 g de calcio, Ca, y 0,880 g de oxígeno. Comprobar si se cumple la Ley de Proust.

Solución

La ley de las proporciones definidas establece que: «cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en una relación de pesos definida y constante».

En la Tabla siguiente se recogen los datos del enunciado y sus relaciones:

Muestra	Masa g Ca	Masa g O	m (Ca) / m (O)
A	1,004 g	0,400 g	2,51
B	2,209 g	0,880 g	2,51

Se cumple la Ley de Proust o de la composición constante.

Ejercicio 2

Tres muestras de un material formado únicamente por hierro y oxígeno se analizaron para comprobar si se trataba de un compuesto químico. Los resultados del análisis fueron los siguientes:

Tipo Muestra	Masa muestra	Masa de Hierro	Masa Oxígeno
Muestra 1	1,290 g	0,930 g	0,360 g
Muestra 2	1,748 g	1,232 g	0,516 g
Muestra 3	1,592 g	1,135 g	0,457 g

Según estos datos, ¿se puede considerar este material como un compuesto químico? Razone su respuesta.

Solución

Un material se puede decir que es un compuesto químico cuando la relación de las masas de sus componentes (elementos) es constante.

Para comprobar si se cumple dicha condición, es decir si se cumple la Ley de la composición constante o de Proust, tenemos que calcular la relación de masa $\rightarrow$ hierro/masa de la muestra, para cada una de las muestras, como se indica en la Tabla siguiente:

Tipo Muestra	Masa hierro/masa muestra
Muestra 1	0,930 / 1,290 = **0,721**
Muestra 2	1,232 / 1,748 = **0,705**
Muestra 3	1,135 / 1,592 = **0,713**

Como podemos ver, las cantidades obtenidas en la relación, sólo coinciden entre sí en la primera cifra decimal, mientras que por los datos del enunciado se puede deducir que las pesadas se obtuvieron con una precisión de 0,001; por tanto, no existe una concordancia en las relaciones masa hierro/masa muestra en los tres tipos, por consiguiente se puede considerar que dicho material no es un compuesto químico.

NO es un compuesto químico.

Ejercicio 3

El carbón puro, cuando se quema en exceso de aire, se combina con el oxígeno y da como único producto una sustancia gaseosa formada exclusivamente por los elementos carbono y oxígeno. En una serie de experimentos se quemaron 0,85 g; 1,28 g y 1,53 g de carbono y se recogieron, respectivamente, 3,11 g; 4,68 g y 5,61 g del gas en cuestión. Con estos datos: *a)* ¿se puede afirmar que el gas formado es un compuesto químico?, *b)* en caso afirmativo, ¿cuál es su composición expresada en tanto por ciento de carbono y oxígeno?

Solución

a) Se puede decir si el gas es un compuesto químico o no si cumple la **Ley de las proporciones definidas,** es decir, si la relación de la masa de los átomos que lo constituyen, con respecto a la masa total del compuesto, es constante.

En primer lugar, aplicamos la ley de la conservación de la masa (la suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la suma de la masa de los productos), para calcular la cantidad de oxígeno en gramos y, a continuación, vemos la relación masa de carbono/masa de gas, y la relación de masas carbono y oxígeno, para comprobar sí el gas formado es un compuesto químico. Todos estos cálculos se encuentran recogidos en la tabla siguiente:

Tipo Muestra	Masa C (g)	Masa gas (g)	Masa O (g)	Relación masa C/ masa gas	Relación masa C/ masa O
Muestra 1	0,85	3,11	3,11 – 0,85 = **2,26**	**0,27**	**0,37**
Muestra 2	1,28	4,68	4,68 – 1,28 = **3,34**	**0,27**	**0,37**
Muestra 3	1,53	5,61	5,61 – 1,53 = **4,08**	**0,27**	**0,37**

Por tanto, la sustancia formada en la combustión **sí es un compuesto químico** porque la relación de la masa de sus componentes es constante cualquiera que sea la magnitud de la muestra tomada.

b) Su composición puede expresarse en forma de porcentaje en peso de cada elemento mediante un sencillo cálculo:

Contenido en **Carbono** (en porcentaje en peso):

$$\% \text{ C} = \frac{0,85}{3,11} \times 100 = 27,3\%$$

Contenido en **Oxigeno** (en porcentaje en peso):

$$\% \text{ O} = \frac{2,26}{3,11} \times 100 = 72,6\%$$

Luego, la composición expresada en tanto por ciento es: **27,3% de C y 72,6% de O.**

Relación C/O:

$$\frac{C}{O} = \frac{27,3\%}{72,6\%} = 0,37$$

1.3. Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton

Los científicos de la época habían observado que cuando dos elementos se combinaban, podían dar lugar no sólo a *uno*, sino a *varios* compuestos distintos. Este hecho causó al principio un poco de confusión entre los químicos, ya que suponía que dos o más elementos podían también combinarse en diferentes proporciones, por lo que se preguntaban si la ley de las proporciones definidas de Proust seguía siendo válida.



Figura 12. J. Dalton.

Las investigaciones posteriores realizadas por los químicos para determinar en qué proporciones se unen los elementos químicos ocasionaron aparentes contradicciones con la ley de Proust, pues en ocasiones los elementos químicos se combinan en más de una proporción. Fue el químico británico J. Dalton (Figura 12) el que, teniendo en cuenta sus primeras ideas sobre la teoría atómica, en 1804 enunció la **Ley de las proporciones múltiples**: *cuando dos elementos se combinan entre sí para formar varios compuestos diferentes, las masas de uno de los elementos, que se combinan con una misma masa del otro, están en la relación de números enteros sencillos.*

La base experimental de esta ley era por entonces muy pequeña, debido a los errores experimentales de los métodos analíticos utilizados. Sin embargo, Berzelius perfeccionó estos métodos y realizó numerosos análisis que sirvieron para comprobar experimentalmente la ley de las proporciones múltiples.

Así, se comprobó experimentalmente que si se hacía reaccionar oxígeno y cobre, la cantidad de éste consumida por gramo de oxígeno era exactamente 3,975 g. Pero en condiciones experimentales diferentes, un gramo de oxígeno podía reaccionar con otra cantidad de cobre, tal como 7,952 g:

Oxígeno	+	Cobre	→	Óxido de cobre
1,000 g		7,952 g		óxido de cobre (A)
1,000 g		3,975 g		óxido de cobre (B)

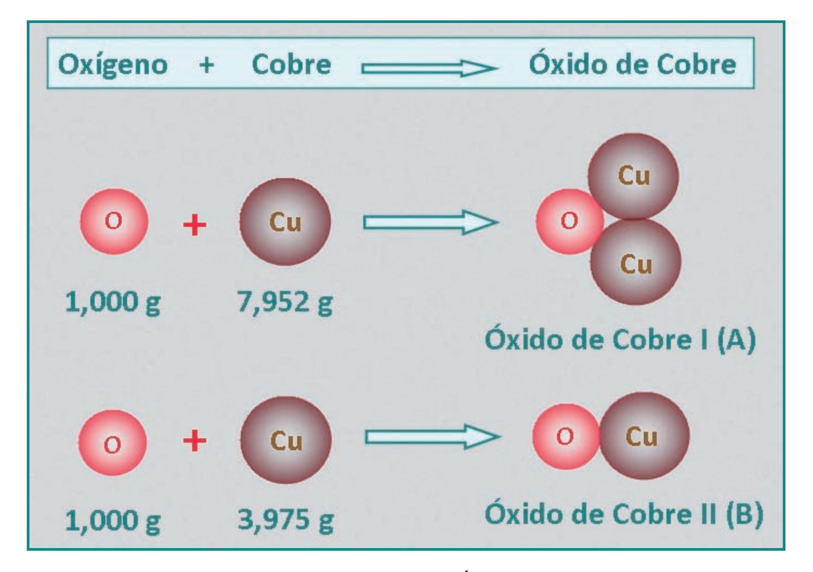


Figura 13. Formación de Óxidos de cobre.

Se pudo demostrar que en este caso no fallaba la ley de las proporciones definidas de Proust, puesto que se trataba de dos óxidos de cobre *diferentes*, el primero (A) sería el óxido de cobre (I) y el segundo (B) el óxido de cobre (II), y la ley anterior se refiere *a un mismo compuesto* (Figura 13).

Pero además, al dividir los gramos de cobre que en ambos casos se combinaron con la misma cantidad (1,000 g) de oxígeno (masa de cobre que se combina con 1g de oxígeno), se vio que resultaba una relación muy sencilla de números enteros, por lo que se cumplía también la ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.

$$\frac{3{,}975}{7{,}952} = \frac{4}{8} = \frac{\frac{4}{4}}{\frac{8}{4}} = \frac{1}{2}$$

Este estudio experimental de los óxidos de cobre (I y II) muestra que es posible conseguir diferentes combinaciones de oxígeno y cobre. Es decir, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre (I, II) diferentes, que contienen 88,83 % y 79,90 % de cobre, respectivamente.

Oxígeno	+	Cobre	→	Óxido de cobre
1,000 g		7,952 g		8,952 g óxido de cobre (I) (A)
1,000 g		3,975 g		4,975 g óxido de cobre (II) (B)

$$\frac{7{,}952 \text{ g Cu}}{\text{X g Cu}} = \frac{8{,}952 \text{ g Óxido I}}{100 \text{ g Óxido I}} \longrightarrow \mathbf{X = 88{,}83\%\ \text{Cu en óxido Cu (I)}}$$

$$\frac{7{,}952 \text{ g Cu}}{\text{X g Cu}} = \frac{4{,}975 \text{ g Óxido II}}{100 \text{ g Óxido II}} \longrightarrow \mathbf{X = 79{,}899\% = 79{,}90\%\ \text{Cu en óxido de Cu (II)}}$$

Si calculamos la cantidad de cobre combinado con una misma masa de oxígeno, tal como 1,00 g, se obtiene en cada caso:

Óxidos de cobre	% Cobre	% Oxígeno
I	88,83	11,17
II	79,90	20,10

$$\frac{88{,}83 \text{ g cobre}}{11{,}17 \text{ g oxígeno}} = 7{,}952 \cong 8$$

$$\frac{8}{4} = \text{relación n.º enteros sencillos}$$

$$\frac{79{,}90 \text{ g cobre}}{20{,}10 \text{ g oxígeno}} = 3{,}975 \cong 4$$

Ley de las proporciones múltiples. Las distintas cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar en cada caso un compuesto distinto, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos (como 1/2, 3/1, 2/3...).

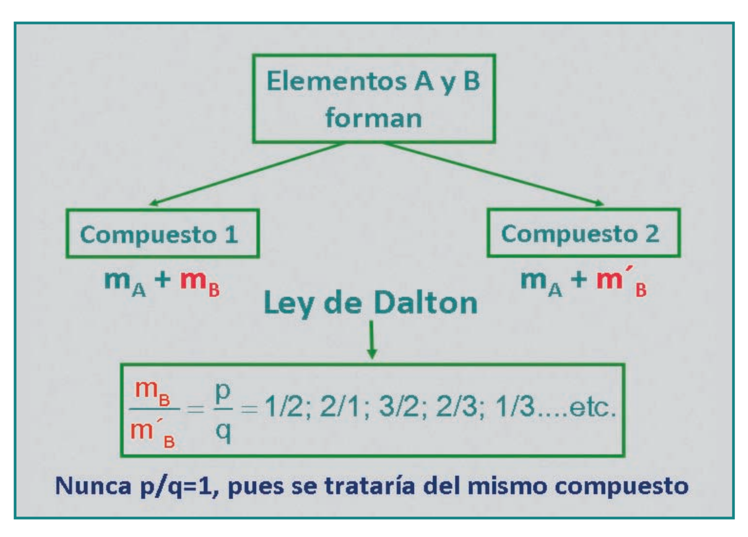


Figura 14. Ley de las proporciones múltiples de Dalton.

En la Figura 14 podemos ver que si una masa «m_A» de un elemento **A** se combina con una masa «m_B» de otro elemento **B**, para dar un compuesto 1 y, por otro lado, una misma cantidad del elemento **A**, m_A, se combina con una masa diferente «m'_B» del elemento **B** para dar un compuesto distinto al anterior, compuesto 2, entonces, las masas «m_B» y «m'_B» guardan una proporción de números enteros sencillos (siendo *p* y *q* las masas respectivas de los átomos de A y B).

$$\frac{m_B}{m'_B} = \frac{n.^o \text{ entero sencillo}}{n.^o \text{ entero sencillo}}$$

No hay que olvidar que esta ley se refiere a las combinaciones entre dos o más elementos, *siempre los mismos*, formándose en ellas *compuestos diferentes*, pero constituidos por los mismos elementos.

Ejemplos

1. El carbono con el oxígeno forma dos compuestos diferentes: monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono (CO_2) (Figura 15).

Para formar el segundo compuesto, dióxido de carbono (CO_2), se combinan 12 gramos de carbono (C) con 32 g de oxígeno, y los mismos 12 g de C se combinan con 16 g de oxígeno, en la primera reacción, para formar el monóxido de carbono (CO). La relación de las cantidades de oxígeno es 32/16; es decir, 2/1, que es lo que concuerda con las reacciones químicas, 1 átomo de carbono se combina con 2 o 1 átomo de oxígeno, respectivamente, cumpliéndose la Ley de Dalton.

$$\underset{12\text{ g}}{C} + \underset{16\text{ g}}{\tfrac{1}{2}O_2} \rightarrow CO$$

$$\underset{12\text{ g}}{C} + \underset{32\text{ g}}{O_2} \rightarrow CO_2$$

$$\frac{32}{16} = \frac{2}{1}$$

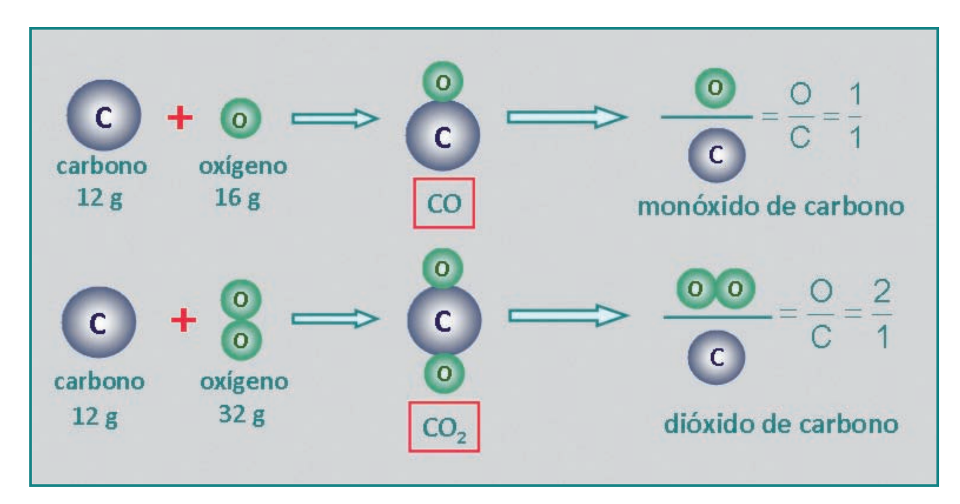


Figura 15. Compuestos de carbono y oxígeno.

2. Se ha comprobado experimentalmente que cuando se combinan el oxígeno y el nitrógeno para formar diferentes compuestos (Figura 16), lo hacen en las siguientes relaciones de peso:

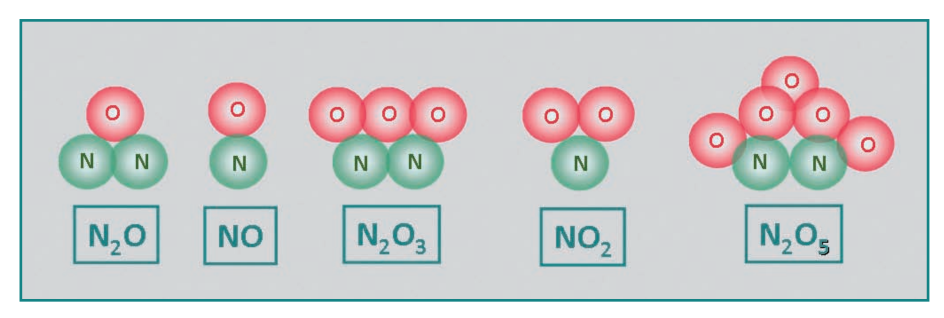


Figura 16. Ley de Dalton en diferentes compuestos formados con los elementos N y O.

Combinación 1 Relación en peso $\frac{O}{N} = \frac{0,571}{1} = \frac{1 \times 0,571}{1}$ (N_2O)

Combinación 2 Relación en peso $\frac{O}{N} = \frac{1,142}{1} = \frac{2 \times 0,571}{1}$ (NO)

Combinación 3 Relación en peso $\frac{O}{N} = \frac{1,713}{1} = \frac{3 \times 0,571}{1}$ (N_2O_3)

Combinación 4 Relación en peso $\frac{O}{N} = \frac{2,284}{1} = \frac{4 \times 0,571}{1}$ (NO_2)

Combinación 5 Relación en peso $\frac{O}{N} = \frac{2,855}{1} = \frac{5 \times 0,571}{1}$ (N_2O_5)

Observándose que las cantidades de oxígeno que se combinan con una parte de nitrógeno guardan entre si relaciones **1:2:3:4:5**, por lo que se cumple la Ley de las proporciones múltiples de Dalton.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El cloro y el estaño se combinan para formar un compuesto cuya composición es 62,6 % Sn y 37,4% Cl. Asimismo, estos dos mismos elementos se combinan para formar un segundo compuesto de composición 45,6 % de Sn y 54,4 % de Cl. ¿Cuál es la relación de las masas de cloro en los dos compuestos? Cite la Ley que aplica.

Solución

La Ley que se aplica es la **Ley de Dalton** que dice: *las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una misma cantidad de otro elemento, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos*.

Primero calcularemos la masa de cloro (Cl) que se combina en el primer compuesto con 1 gramo de estaño, Sn:

$$\text{g Cl} = 1\text{g Sn}\,\frac{0{,}374 \text{ g Cl}}{0{,}626 \text{ g Sn}} = 0{,}597 \text{ g Cl}$$

A continuación, haremos lo mismo para el segundo compuesto:

$$\text{g Cl} = 1\text{g Sn}\,\frac{0{,}544 \text{ g Cl}}{0{,}456 \text{ g Sn}} = 1{,}190 \text{ g Cl}$$

Por tanto, la relación de las masas de cloro en el compuesto 1 y 2 es:

$$\frac{0{,}597 \text{ g Cl}}{1{,}190 \text{ g Cl}} = 0{,}5 = \frac{0{,}50}{1} = \frac{0{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$$

La relación de masas de Cl en los compuestos 1 y 2 es: **1/2,** por lo que se cumple la **Ley de las proporciones múltiples de Dalton.**

Ejercicio 2

Un compuesto de azufre y flúor contiene 0,526 g de S y 1,250 g de F. Un segundo compuesto de estos mismos elementos está formado por 0,515 g de S y 1,840 g de F. Comprobar si se cumple la Ley de las proporciones múltiples.

Solución

Para comprobar si se cumple la Ley de las proporciones múltiples, enunciada en el ejercicio anterior, tenemos que ver si entre las masas de azufre combinadas con una misma cantidad F, existe una relación que sea un múltiplo de números enteros sencillos.

Para ello, sabemos que en el primero y segundo compuesto las relaciones S/F, respectivamente, son:

$$\text{Compuesto 1} = \frac{0{,}526 \text{ g S}}{1{,}250 \text{ g F}} \qquad \text{Compuesto 2} = \frac{0{,}515 \text{ g S}}{1{,}840 \text{ g F}}$$

Para poder comprobar las cantidades de azufre, S, que se combinan con la misma cantidad de flúor, F, lo primero que debemos hacer es calcular la cantidad de S que en el segundo compuesto se combinara con los 1,250 g de F, que es la cantidad que hay de este elemento en el primer compuesto:

$$\frac{0{,}515 \text{ g S}}{\text{X g S}} = \frac{1{,}840 \text{ g F}}{1{,}250 \text{ g F}}$$

$$1{,}250 \text{ g F} \times \frac{0{,}515 \text{ g S}}{1{,}840 \text{ g F}} = 0{,}350 \text{ g S}$$

Es decir, tenemos que en el primer compuesto con 1,250 g de F se combinan 0,526 g de S, y en el segundo compuesto con 1,250 g de F se combinan 0,350 g de S.

Por tanto, la relación de las masas de S que se combinan con la misma cantidad de F (1,250 g) es:

$$\frac{0{,}526 \text{ g S}}{0{,}350 \text{ g S}} = 1{,}50 = \frac{1{,}50}{1} = \frac{1{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{3}{2}$$

La **relación** es de números enteros sencillos, **3/2**, tal y como establece la **Ley de las proporciones múltiples.**

Ejercicio 3

El hidrógeno, H, y el oxígeno, O, reaccionan dando agua, H_2O, pero sometido a una fuerte descarga eléctrica puede producirse peróxido de hidrógeno, H_2O_2. El primer compuesto contiene 11,2 % de H, mientras que el segundo compuesto contiene 5,9 % de hidrógeno. Demostrar que se cumple la Ley de las proporciones múltiples.

Solución

La Ley de Dalton dice que: *las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una misma cantidad de otro elemento, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos*.

Para 100 gramos de compuesto tenemos:

$$H_2O \rightarrow \text{H} = 11{,}2\%;\ \text{O} = 100 - 11{,}2 = 88{,}8\% \text{ de oxígeno}$$

$$\frac{\text{masa O}}{\text{masa H}} = \frac{88{,}8}{11{,}2}$$

$$H_2O_2 \rightarrow \text{H} = 5{,}9\ \%;\ \text{O} = 100 - 5{,}9 = 94{,}1\ \% \text{ de oxígeno}$$

$$\frac{\text{masa O}}{\text{masa H}} = \frac{94{,}1}{5{,}9}$$

A continuación, establecemos la cantidad de oxígeno para una misma cantidad de H, por ejemplo, la del segundo compuesto, 5,9 g de hidrógeno.

Primer compuesto → H_2O

$$\frac{88{,}8\ \text{O}}{11{,}2\ \text{H}} = \frac{\text{X O}}{5{,}9\ \text{H}} \rightarrow \text{X} = \frac{88{,}8 \times 5{,}9}{11{,}2} = \frac{523{,}92}{11{,}2} = 46{,}78 \text{ g oxígeno}$$

Segundo compuesto → H_2O_2

$$\frac{94{,}1\ \text{O}}{5{,}9\ \text{H}} = \frac{\text{X O}}{5{,}9\ \text{H}} \rightarrow \text{X} = \frac{94{,}1 \times 5{,}9}{5{,}9} = 94{,}1 \text{ g oxígeno}$$

Relación

$$\frac{\text{O en } H_2O_2}{\text{O en } H_2O} = \frac{94{,}1}{46{,}78} = 2 = \frac{2}{1}$$

Luego existe una **relación** numérica sencilla, **2/1**, y, por tanto, **se cumple la Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.**

1.4. Ley de los pesos de combinación de Richter

El siguiente paso que realizaron los científicos de la época fue observar si dos o más elementos que se combinaban con otro común, guardaban alguna relación cuando se combinaban entre sí.



Figura 17. B. J. Richter.

Fue el químico alemán B. J. Richter (Figura 17), quien introdujo las matemáticas en la química y trató de establecer relaciones numéricas entre las composiciones de las diferentes sustancias, utilizó por primera vez la palabra *estequiometría* y demostró que la neutralización de ácidos y bases ocurría con arreglo a unos valores equivalentes. Estos hechos le llevaron a enunciar en 1792 la **Ley de los pesos de combinación o proporciones equivalentes (o reciprocas)**, que fue completada varios años más tarde por Wenzel, y que establece que: *las masas de elementos diferentes que se combinan con una masa constante de un tercer elemento para formar compuestos distintos, están en una relación numérica sencilla, siendo está relación la misma que cuando se combinan entre sí los dos primeros elementos.*

Esto significa que si tenemos tres elementos **A**, **B** y **C**, que se pueden combinar dos a dos formando compuestos entre **A** y **B,** entre **B** y **C** y entre **A** y **C**, se cumple que: si **a** gramos de la sustancia **A** reaccionan con **b** gramos de la sustancia **B** y también **c** gramos de otra sustancia **C** reaccionan con **b** gramos de **B**, entonces sí **A** y **C** reaccionaran entre sí (formando otro compuesto) lo harían en la relación ponderal sencilla **a/c** (Figura 18, siendo *p* y *q* las masas respectivas de los átomos de A y B).

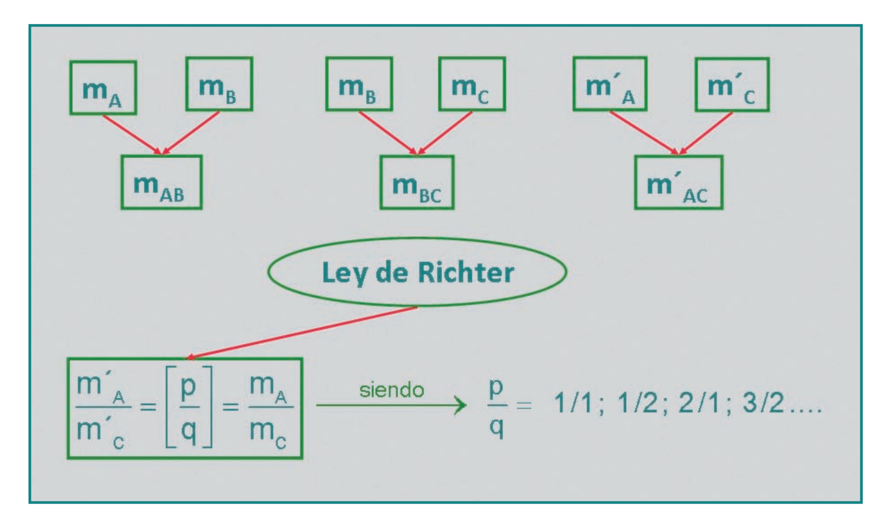


Figura 18. Ley de las proporciones equivalentes de Richter.

Es decir, si 2 g de hidrógeno (**A**) se combinan con 16 g de oxígeno (**B**) para dar agua y, por otro lado, 6 g de carbono (**C**) se combinan también con 16 gramos de oxígeno (**B**) para dar dióxido de carbono, entonces se podría deducir que, si el carbono (**C**) y el hidrógeno (**A**) se combinasen entre sí (formando otro compuesto), para cumplir la Ley de las proporciones equivalentes sus masas deben estar en la relación:

$$\frac{\text{masa carbono}}{\text{masa hidrógeno}} = \frac{6}{2} = 3$$

Pues bien, existe un compuesto de carbono e hidrógeno, el metano (CH_4), en el que las masas de carbono e hidrógeno están en dicha proporción (2 g de hidrógeno se combinarán con 6 g de carbono al formar el metano) (Figura 19):

Hidrógeno (2 g) + Oxígeno (16 g) → **Agua**
Carbono (6 g) + Oxígeno (16 g) → **Dióxido de carbono**
Carbono (6 g) + Hidrógeno (2 g) → **Metano**

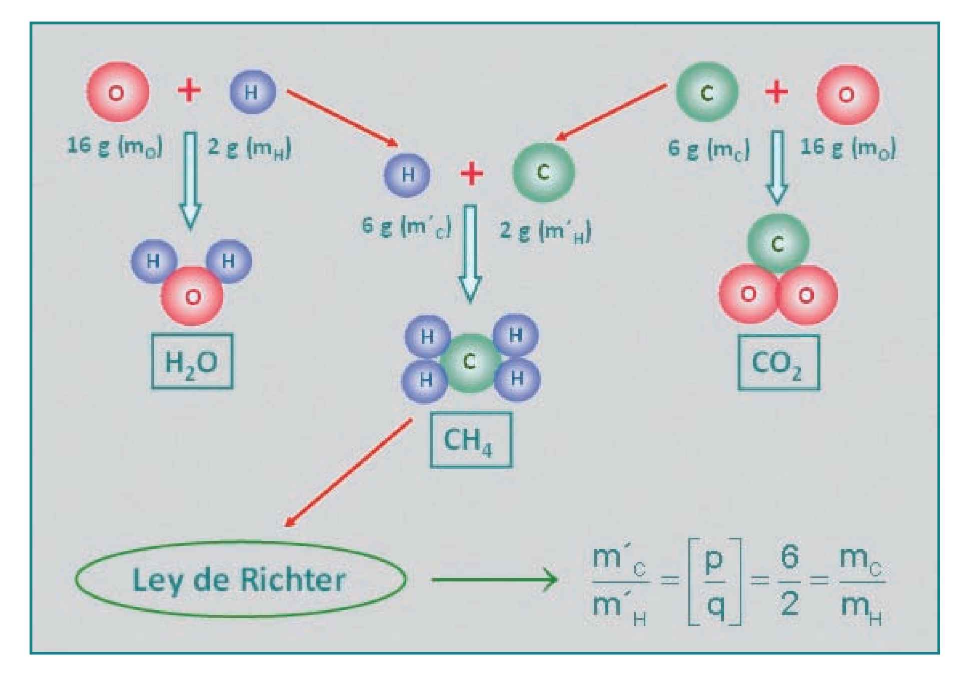


Figura 19. Ley de las proporciones equivalentes en diferentes compuestos de C, H y O.

Ley de las proporciones equivalentes de Richter. Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma cantidad de otro para formar compuestos distintos, están en una relación numérica sencilla, siendo esta relación la misma que cuando ellos se combinan entre sí.

Asimismo, tenemos que 1 gramo de oxígeno se une con: 0,1260 g de hidrógeno, para formar agua; 0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, 2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico, 4,4321 g de cloro, para formar anhídrido hipocloroso. Pero el hidrógeno, carbono, calcio y cloro, pueden a su vez combinarse entre sí y, al hacerlo, se encuentra que la relación en peso de combinación viene dada por los números anteriores (o bien multiplicada en algún caso por un número entero sencillo) (Figura 20).

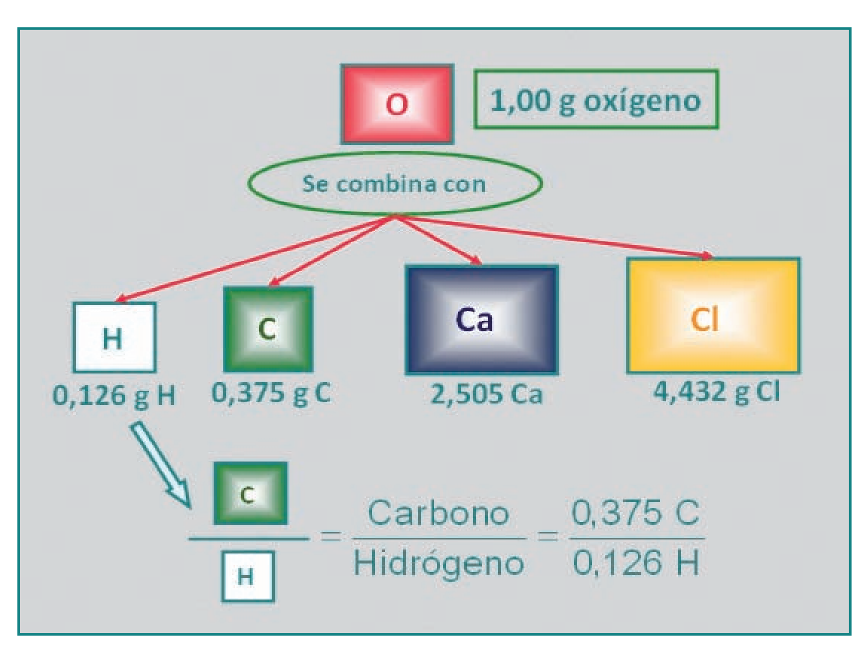


Figura 20. Cantidades de diferentes elementos que se combinan con 1,00 g de oxígeno. Ellas dan la relación en que dichos elementos se combinan entre sí.

1 gramo de oxígeno se combina con ⟶ 0,12 g de Hidrógeno para dar H_2O
0,37 g de Carbono para dar CO_2
2,50 g de Calcio para dar CaO
4,43 g de Cloro para dar Cl_2O

- Al combinarse carbono e hidrógeno:

  O y H -> 0,12

  O y C -> 0,37

  según Ley Richter: m(C) / m(H) = 0,37 / 0,12 = **3**

Se cumple, por ejemplo en el caso del: $C + 4H \rightarrow CH_4$ m(C) / m(H) = 12 / 4 = **3**

- Al combinarse cloro e hidrógeno:

  O y H -> 0,12

  O y Cl -> 4,43

  según Ley Richter: m(Cl) / m(H) = 4,43 / 0,12 = ~ **36**

Se cumple, por ejemplo en el caso del: Cl + H $\rightarrow$ ClH m(Cl) /m (H)= 35,5 / 1 ~ **36**

- Al combinarse carbono y calcio:

  O y C -> 0,37

  O y Ca -> 2,50

  según la Ley Richter: m(C) / m(Ca)= 0,37 / 2,50 = **0,15**

Se cumple, por ejemplo en el caso del:

$2C + Ca \rightarrow C_2Ca$ m (C) / m(Ca)= 24 / 40 = **0,6**

0,6 = (0,15 $\times$ 4) (múltiplo entero)

Cumpliéndose, en todos los casos, que cuando se combinan dos elementos, lo hacen siempre según sus equivalentes o múltiplos enteros de éstos.

La Ley de las proporciones recíprocas conduce a fijar a cada elemento una masa relativa de combinación, que es la masa del mismo que se combina con una masa determinada del elemento que se toma como tipo de referencia, es decir, que esta Ley permite fijar para cada elemento un número que representa *su masa de combinación relativa a los demás*.

En la actualidad, se ha tomado como elemento de referencia el hidrógeno, H, dándosele el valor de 1, por lo que el **Peso equivalente** de un elemento o compuesto se enuncia como: *la cantidad del mismo que se combina o reemplaza* ***—equivale químicamente—*** *a 8,000 partes de oxígeno o 1,008 partes de hidrógeno*. Se denomina también **equivalente químico**.

Por tanto, como consecuencia de la ley de Richter, a partir de un *peso equivalente patrón* (hidrógeno, H = 1,008 u oxígeno, O = 8,000), es posible asignar a cada elemento un peso de combinación que se denomina *peso equivalente o equivalente* y cuando éste se expresa en gramos se llama **equivalente gramo** (número de gramos igual al peso equivalente).

Debido a que un elemento puede combinarse con otro en distintas proporciones para formar compuestos diferentes, determinados elementos muestran más de un peso de combinación o peso equivalente. Así el azufre, según reaccione con el oxígeno dando dióxido de azufre, trióxido de azufre o con el hidrógeno produciendo sulfuro de hidrógeno, exhibe pesos de combinación o pesos equivalentes diferentes: 8,02; 5,34 y 16,04.

Por tanto la Ley de Richter puede enunciarse también como:

Ley de Richter. Cuando dos elementos reaccionan entre sí, lo hacen en cantidades proporcionales a sus pesos equivalentes o de combinación

El peso o masa atómica, *A*, y el peso equivalente, P_{eq}, están relacionados entre sí por la valencia, *v*, del elemento.

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{valencia}}$$

Si la valencia, $v = 1$ (como en el caso del H, Na,...), $P_{eq} = A$; si $v = 2$ (como en el caso del O, Ca,...), $P_{eq} = A / 2$. Si el elemento tiene varias valencias (Fe, S,....), mostrará

varios pesos equivalentes. Por el contrario, la masa (peso) atómico es **único** para cada elemento.

El **número de equivalentes** se relaciona con el peso equivalente mediante la siguiente relación:

$$\text{n.° equivalentes} = \frac{\text{n.° gramos}}{\text{Peso equivalente}}$$

El peso equivalente, en general, se calcula dividiendo la masa atómica de la sustancia por su valencia cuando se trata de elementos; o el peso molecular por el número de átomos de H que lleve o a que equivalga si se trata de compuestos, como se explicará posteriormente en otro tema.

Ejemplos

1. El hidrógeno se puede combinar con el oxígeno, calcio, cloro y sodio para dar los compuestos siguientes: agua, hidruro de calcio, ácido clorhídrico e hidruro de sodio (Figura 21). La relación de masa de oxígeno, calcio, cloro y sodio por gramo de hidrógeno es la que se indica en la tabla siguiente:

Compuesto	Hidrógeno	Oxígeno	Calcio	Cloro	Sodio
H_2O	1 g	8 g	–	–	–
CaH_2	1 g	–	20 g	–	–
HCl	1 g	–	–	35,5 g	–
NaH	1 g	–	–	–	23 g

Según la ley de Richter, cuando el calcio se combine con el oxígeno, lo hará en la proporción:

$$\frac{Ca}{O} = \frac{20}{8} = 2{,}5 \text{ (o en un múltiplo o submúltiplo de esta proporción)}$$

se cumple, por ejemplo, en el caso del óxido de calcio: $Ca + O \rightarrow CaO$

$$m(Ca) / m(O) = 40 / 16 = 2{,}5$$

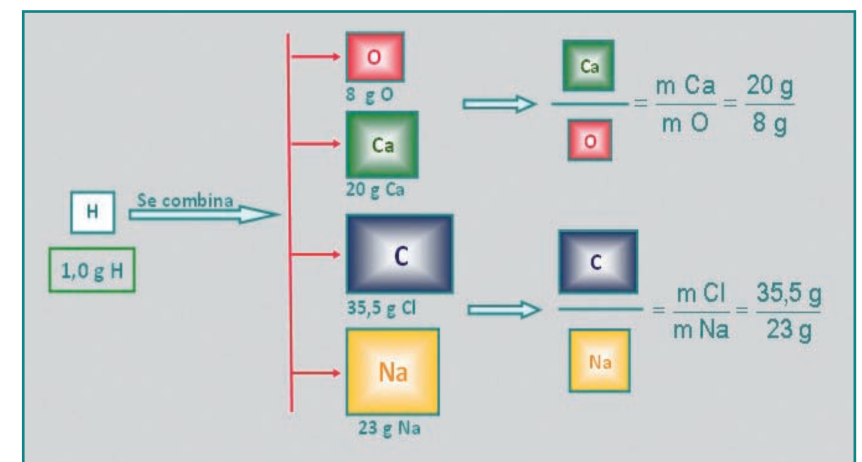


Figura 21. Cantidades de diferentes elementos que se combinan con 1,00 g de hidrógeno. Son las que dan la relación en que dichos elementos se combinan entre sí.

2. En las reacciones de una misma cantidad de hidrógeno (1 gramo) con dos elementos distintos, nitrógeno y oxígeno, para formar los compuestos amoniaco (NH_3) y agua (H_2O), observamos las cantidades de combinación siguientes:

$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$	$1\text{ g } H_2 \leftrightarrow 4{,}66\text{ g } N_2$
$H_2 + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow H_2O$	$1\text{ g } H_2 \leftrightarrow 8{,}00\text{ g } O_2$

Comprobándose que estas cantidades guardan una relación de números sencillos (o en un múltiplo o submúltiplo de esta proporción) con las cantidades que se combinan entre sí el nitrógeno y oxígeno, para formar el monóxido de nitrógeno (NO), cumpliéndose la Ley de Richter:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO \quad 28\text{ g } N_2 \leftrightarrow 32\text{ g } O_2$$

$$\frac{4{,}66\,N_2}{8{,}00\,O_2} = \left[\frac{28\,N_2}{32\,O_2}\right] \times \left[\frac{4}{6}\right] = \left[\frac{28}{32}\right] \times \left[\frac{2}{3}\right]$$

Para entender esta relación, veámoslo paso a paso:

Primero multiplicamos por 4, la primera relación, para tener 32 de denominador común en ambos casos:

$$\frac{4{,}66}{8{,}00} = \frac{4{,}66 \times 4}{8{,}00 \times 4} = \frac{18{,}64}{32{,}00}$$

Ahora, tenemos el mismo denominador común en las dos relaciones:

$$\frac{18{,}64}{32{,}00} \text{ y } \frac{28}{32}$$

A continuación, hay que analizar la relación entre los dos numeradores: ¿que relación de números sencillos existe entre 18,64 y 28?, para saberlo hay que dividir uno por el otro para encontrar la relación de números sencillos, es decir:

$$\frac{18{,}64}{28{,}00} = 0{,}66 = \frac{0{,}66}{1} = \frac{0{,}66 \times 3}{1 \times 3} = \frac{1{,}98 \cong 2}{3} = \frac{2}{3}$$

Luego podemos escribir que:

$$\frac{4{,}66}{8{,}00} = \frac{18{,}64}{32{,}00} = \frac{28}{32} \times \frac{2}{3}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si en determinado compuesto 2,00 gramos de oxígeno se combinan con 4,008 g de azufre y en otro compuesto esos mismos 2,00 g de oxígeno se combinan con 4,654 g de hierro, ¿cuántos gramos de azufre se combinaron con 1 g de hierro?

Solución

Para solucionar este problema tenemos que tener en cuenta la **ley de las proporciones recíprocas:** *las masas de elementos diferentes que se combinan con una masa constante de un tercer elemento para formar compuestos distintos, están en una relación numérica sencilla, siendo esta relación la misma que cuando se combinan entre sí los dos primeros elementos.*

Luego, 4,008 g de azufre deberán combinarse con 4,654 g de hierro, ya que ambos se combinan con 2,00 gramos de oxígeno. Por lo que 1,00 gramo de hierro se combinará con:

4,654 g hierro $\rightarrow$ 4,008 g azufre

1,00 g hierro $\rightarrow$ X g azufre

$$X = \frac{4{,}008 \text{ g} \times 1 \text{ g}}{4{,}654 \text{ g}} = 0{,}861 \text{ g de Azufre}$$

Con 1 gramo de Hierro se combinaran **0,861 g de Azufre.**

Ejercicio 2

Tenemos tres compuestos: un óxido de cloro que contiene 18,41 % de oxígeno; un óxido de cinc que contiene 80,34 % de cinc y un cloruro de cinc que contiene 52,03 % de cloro. Demostrar con los datos anteriores si se cumple la Ley de las proporciones reciprocas.

Solución

La Ley de las proporciones equivalentes dice: *las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma cantidad de otro para formar compuestos distintos, están en una relación numérica sencilla, siendo esta relación la misma que cuando ellos se combinan entre sí.*

En el **óxido de cloro** hay: 18,41 % de oxígeno y 81,59 % de cloro.

En el **óxido de cinc** hay: 19,66 % de oxígeno y 80,34 % de cinc.

En el **óxido de cinc** hay: 52,03 % de cloro y 47,97 % de cinc.

Luego: 18,41 g oxígeno $\rightarrow$ 81,59 g de cloro

1 g oxígeno $\rightarrow$ X g de cloro

$$\frac{81,59}{18,41} = 4,43 \text{ g Cloro por 1 g Oxígeno}$$

$$\frac{80,34}{19,66} = 4,08 \text{ g Cinc por g Oxígeno}; \quad \frac{52,03}{47,97} = 1,08 \text{ g Cloro por g Cinc}$$

Comparando ahora los dos primeros compuestos:

$$\frac{4,43}{4,08} = \mathbf{1,08 \text{ g de Cloro por g de Cinc}}$$

Que es la misma relación que hemos obtenido en el tercer compuesto para una de sus combinaciones, luego **si se cumple la Ley de las proporciones equivalentes.**

Ejercicio 3

Si 7,64 g de fósforo se combinan con 0,75 g de hidrógeno, calcular el peso equivalente del fósforo.

Solución

Por definición de peso equivalente, será la cantidad de fósforo que se combine con 1,008 g de hidrógeno o con 8,00 g oxígeno.

Sabemos que:

0,750 g hidrógeno → 7,640 g fósforo

1,008 g hidrógeno → X g fósforo

$$\frac{7,64 \text{ g fósforo}}{0,75 \text{ g hidrógeno}} = \frac{X\ (P_{eq}.\ \text{fósforo})}{1,008\ (P_{eq}.\ \text{hidrógeno})}$$

Luego X = 10,27 → **Peso equivalente Fósforo: 10,27.**

1.5. Teoría atómica de Dalton

Una vez establecidas las leyes ponderales de las reacciones químicas, que hemos visto en los apartados anteriores, totalmente experimentales y sin conexión entre sí, el paso siguiente era reunirlas y explicarlas. Fue el físico-químico inglés J. Dalton (Figura 12, pág. 40) quién propuso, en 1805, una de las teorías químicas más importantes, la denominada **Teoría atómica de Dalton**, para explicar dichas leyes de las combinaciones químicas. Además, el mérito de Dalton al formular su teoría se hace todavía mayor cuando se tiene en cuenta que, por aquella época, las bases experimentales eran poco satisfactorias y las leyes ponderales estaban en completa discusión.

Dalton, con una gran intuición sobre la simplicidad de la naturaleza, elaboró una teoría sobre la constitución de la materia, la **Teoría atómica de Dalton**, que afirma lo siguiente:

— Los elementos están constituidos por **átomos**, partículas discretas de materia, que son indivisibles e inalterables en cualquier proceso físico o químico, no pueden ser creados ni destruidos.

— Todos los átomos de un mismo **elemento** son idénticos en masa y tamaño, y poseen las mismas propiedades químicas (Figura 22).

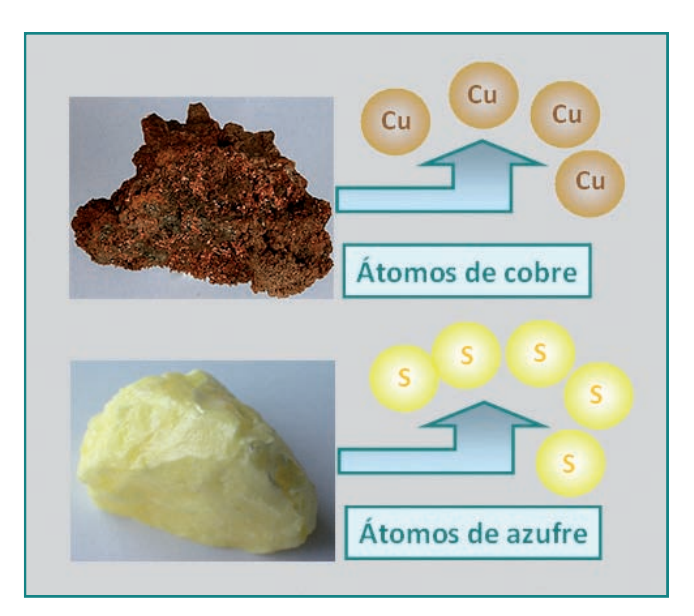


Figura 22. Átomos de elementos.

— Los **átomos de distintos elementos** tienen diferente masa y propiedades (Figura 23).

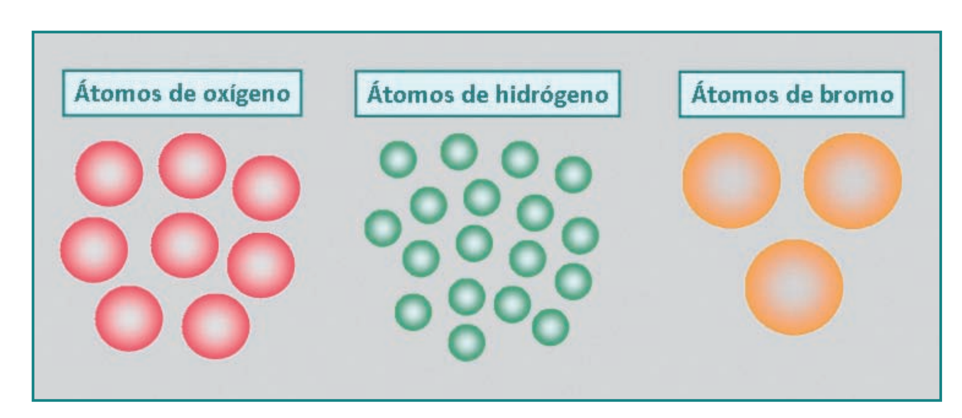


Figura 23. Átomos de distintos elementos con diferente masa.

— **Los compuestos** se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos, en una relación numérica constante y sencilla en número (Figura 24).

— En las **reacciones químicas**, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente cambian su distribución. Por tanto, una reacción química supone únicamente el reordenamiento, separación y combinación de átomos, como podemos observar en la Figura 25.

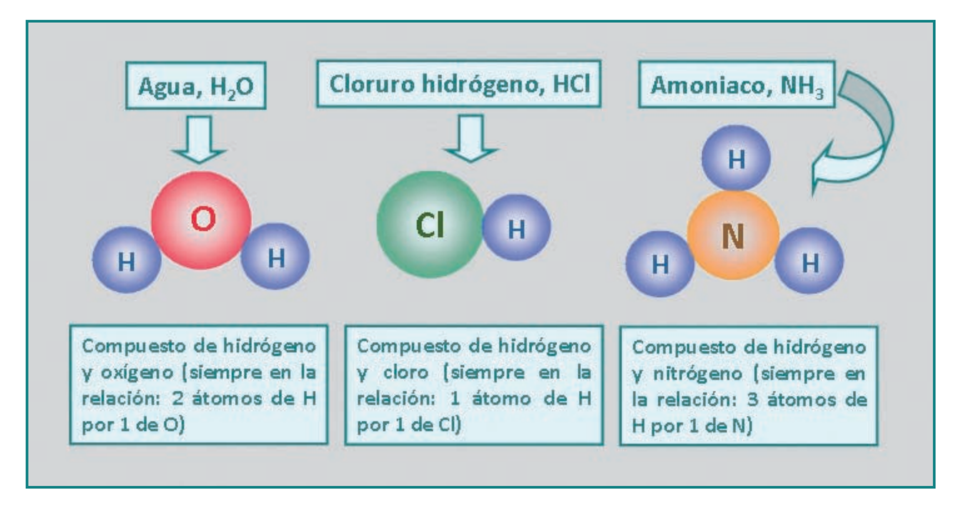


Figura 24. Formación de compuestos de acuerdo con la teorías de Dalton.

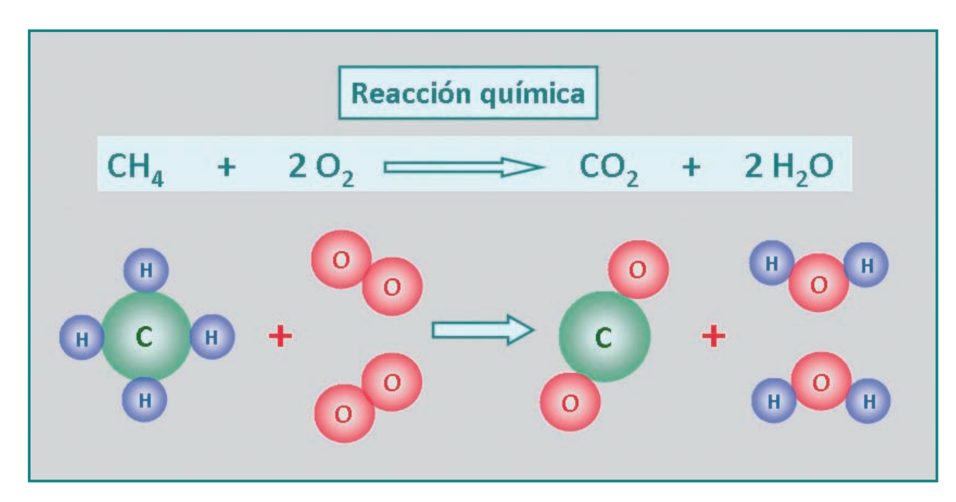


Figura 25. Reacción química según la Teoría de Dalton.

En la actualidad, la existencia de los átomos está completamente comprobada, aunque hoy día sabemos que no son indivisibles, sino que, a su vez están formados por otras partículas aún más pequeñas y que los átomos de un elemento no son todos exactamente iguales pues existen átomos de un mismo elemento que difieren en su masa (isótopos). Sin embargo, estos hechos sólo modifican ligeramente la Teoría de Dalton, que sigue siendo válida en su parte fundamental, ya que en las reacciones químicas ordinarias los átomos permanecen inalterados y, por otra parte, la proporción de isótopos de un elemento es prácticamente constante. Además, a partir de los postulados enunciados en la Teoría atómica de Dalton se pueden justificar, inmediatamente, las Leyes Ponderales halladas experimentalmente.

Interpretación teórica de las Leyes Ponderales:

— Si los átomos que intervienen en una transformación o reacción química son indestructibles (ni se crean ni se destruyen), el número de átomos permanece inalterable y sólo se reagrupan o reordenan (cambian en su estado de combinación unos con otros para formar los productos), por tanto, como el número de átomos no varia tampoco puede haber variación de la masa total, por lo que ésta debe mantenerse constante, que es el **Principio de conservación de la masa.** Así, por ejemplo, cuando el oxígeno reacciona con el nitrógeno

para formar óxido de nitrógeno (monóxido de nitrógeno, NO), el número de átomos de oxígeno y de nitrógeno no varía durante la reacción, por lo que la masa total de los reactivos (masa de los átomos de oxígeno y nitrógeno) debe ser igual a la del producto (masa de los átomos unidos de oxígeno y nitrógeno en el óxido de nitrógeno) (Figura 26).

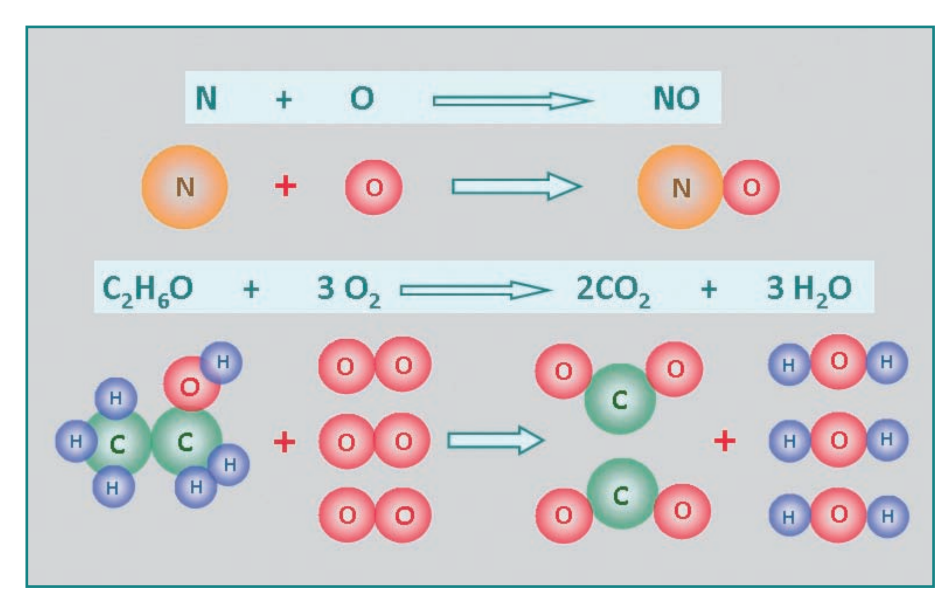


Figura 26. Interpretación atómica del Principio de conservación de la masa.

— Si cada elemento está formado por un mismo tipo de átomos que tienen una masa idéntica, cuando un átomo de un elemento se combina con otro átomo de otro elemento para formar un compuesto determinado, como la masa de los átomos no varía, la relación entre sus masas es siempre la misma, es decir, se cumple la **Ley de las proporciones definidas,** pues éstos mantienen una proporción para cada compuesto. Así, si se combinan *n* átomos de un elemento **A** con *m* átomos de otro elemento **B**, siendo p y q las masas respectivas de los átomos de A y B, en el compuesto formado la relación en masa entre sus elementos constituyentes será: *m*p / *n*q. Como *m* y *n* son constantes, así como p y q, también ha de ser constante la relación: *m*p / *n*q (Ley de las proporciones definidas).

Por ejemplo, supongamos que tenemos 4 átomos de plomo y 5 átomos de azufre (Figura 27). Como para formar el compuesto sulfuro de plomo, se unen ambos elementos átomo a átomo (1 átomo azufre + 1 átomo de plomo = 1 sulfuro de plomo), quedará 1 átomo de azufre sin reaccionar. Además, al ser todas las porciones de sulfuro de plomo iguales (siempre está compuesto por moléculas formadas por un átomo de plomo y un átomo de azufre), cualquier muestra de esta sustancia tendrá idénticos porcentajes de plomo y azufre, es decir, la cantidad de sulfuro de plomo obtenida no depende del exceso de una de las sustancias que reaccionan, la composición de cualquier muestra de sulfuro de plomo debe ser siempre la misma, definida y constante.

— Si un número fijo de átomos de un elemento se combina con distintos números de átomos de otro elemento para formar diferentes compuestos, en éstos las cantidades de átomos del segundo elemento serán diferentes pero guar-

darán entre sí una relación de números enteros sencillos. Como, de acuerdo con la teoría atómica de Dalton, la masa de los átomos no varía, se cumple la **Ley de las proporciones múltiples.** Así, el azufre se combina con el oxígeno para formar tres compuestos diferentes: monóxido de azufre, dióxido de azufre y trióxido de azufre (Figura 28). Para formar el monóxido de azufre (que es la molécula más sencilla posible de esta combinación de átomos) se necesita un átomo de azufre y otro de oxígeno, para formar el dióxido de azufre uno de azufre y dos de oxígeno y para formar el trióxido uno de azufre y tres de oxígeno, y así sucesivamente si se formasen más de tres compuestos. Por tanto, la relación de las masas de oxígeno que reaccionan con una misma cantidad de azufre para formar los tres compuestos citados será de números sencillos y enteros.

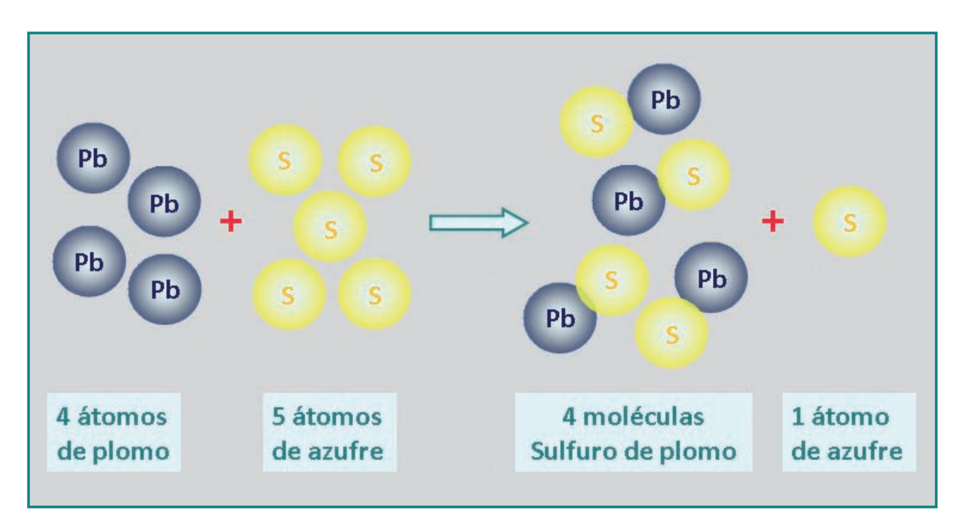


Figura 27. Interpretación atómica de la Ley de las proporciones definidas.

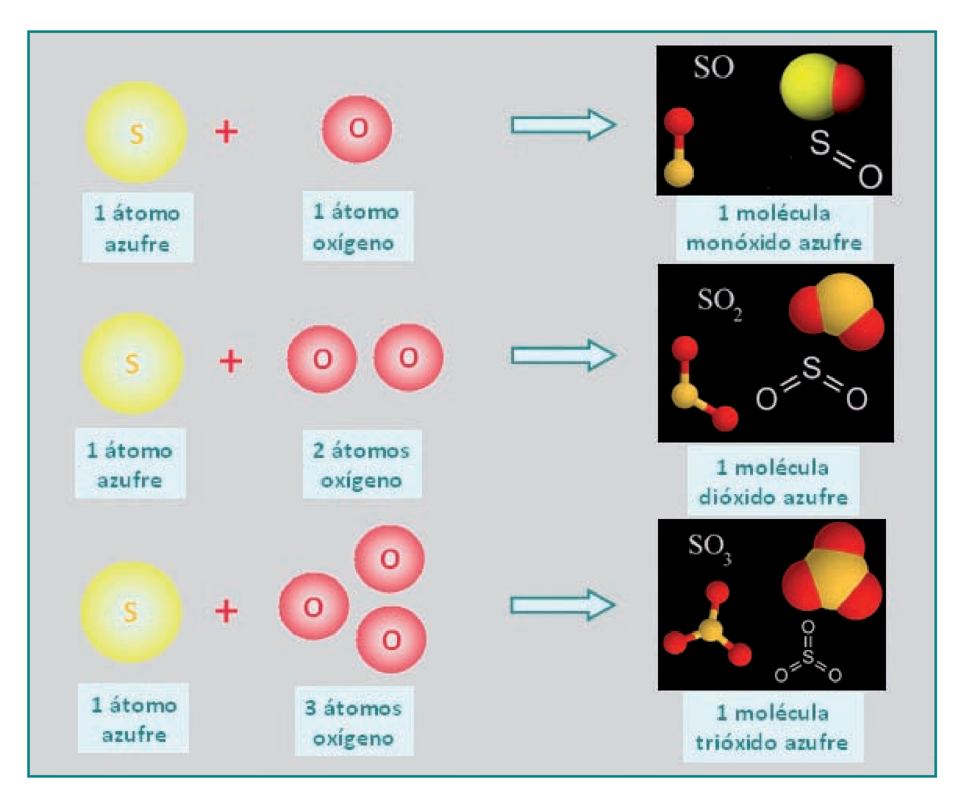


Figura 28. Interpretación atómica de la Ley de las proporciones múltiples.

— La Ley de las proporciones equivalentes se cumple porque, según la teoría atómica de Dalton, en todos los compuestos el número de átomos de cada elemento que los forman ha de ser un número entero, por tanto, tiene que haber una equivalencia entre los múltiplos de las masas de los distintos átomos. Es decir, si un átomo de un elemento **A** se combina con un átomo de un elemento **B** para formar un determinado compuesto **AB**, y si un átomo de un elemento **C** se combina con un átomo de **B** para formar **CB**, el número de átomos de **C** y **A** están en una relación numérica sencilla; la misma que cuando se unen entre sí para formar **AC** (Figura 29). Como la masa de los átomos es constante, se cumple la **Ley de las proporciones recíprocas.**

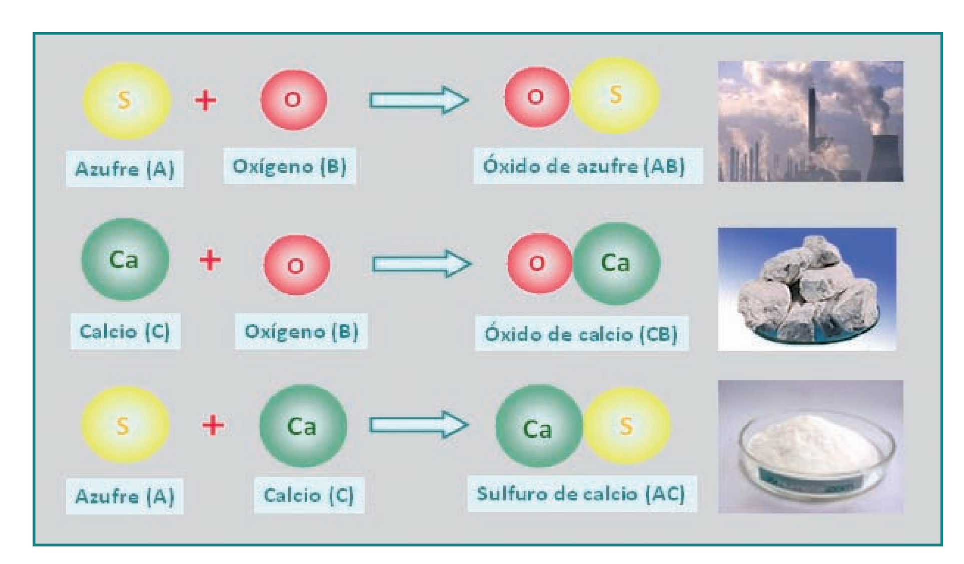


Figura 29. Interpretación atómica de la Ley de las proporciones recíprocas.

Además, la teoría atómica permitió distinguir, de manera sencilla, lo que es un elemento, compuesto y mezcla, y facilitó la interpretación de las reacciones químicas. Lo que no fue posible deducir, sólo con la teoría atómica, es el número real de átomos de cada elemento que forman las moléculas de un compuesto, pues lo único que nos dice la teoría, es que estos números son definidos y constantes.

Dalton tampoco pudo explicar las leyes volumétricas de las reacciones, que vamos a ver a continuación, por lo que su teoría estuvo cierto tiempo en discusión.

2. LEYES VOLUMÉTRICAS

Estas leyes establecen las relaciones entre los volúmenes de las sustancias que intervienen en una reacción o transformación química, cuando dichas sustancias son elementos o compuestos en estado gaseoso y los volúmenes se midan bajo la misma presión y a la misma temperatura, pues el volumen que ocupa una determinada cantidad de un gas depende de dichos factores.

2.1. Ley de los volúmenes de combinación o Ley de Gay-Lussac

Uno de los métodos para deducir el número de átomos de cada elemento que forman las moléculas de un compuesto, tuvo como base las investigaciones sobre reacciones químicas en estado gaseoso. Trabajando con sustancias en estado gaseoso,

los investigadores se dieron cuenta que resultaba bastante más fácil medir el volumen de un gas que su masa, surgiendo así un grupo de leyes, denominadas Leyes volumétricas, que explicaban el comportamiento de los gases.

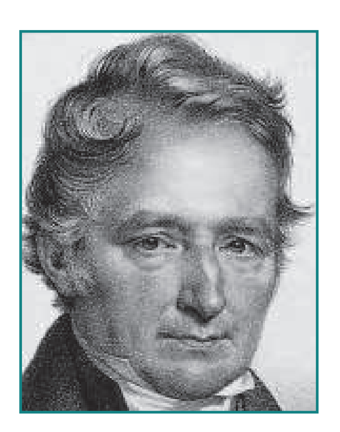


Figura 30. J. L. Gay-Lussac.

El químico francés, J. L. Gay-Lussac (Figura 30), como consecuencia de sus experimentos realizados con sustancias en estado gaseoso, principalmente con hidrógeno y oxígeno para formar agua (gas) y con monóxido de carbono y oxígeno para formar dióxido de carbono, pudo enunciar la que hoy se conoce como la **Ley de los volúmenes de combinación**, sólo válida para gases y que establece que: *en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de números enteros sencillos* (Figura 31).

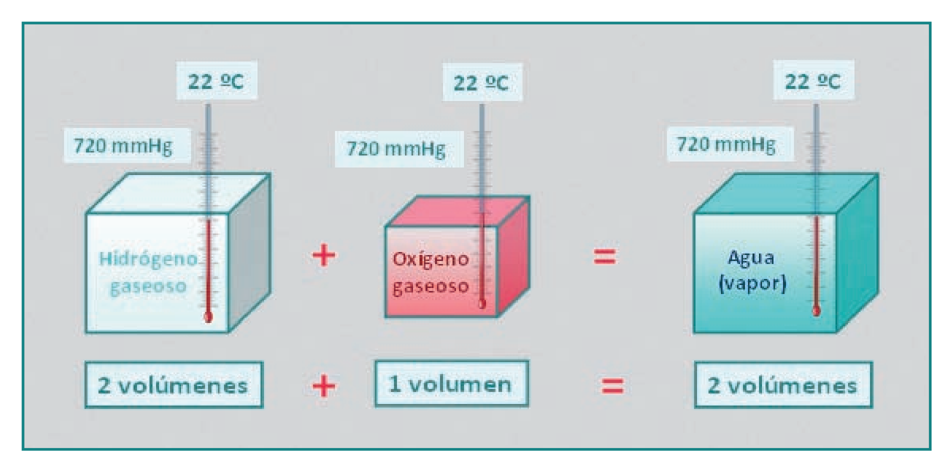


Figura 31. Observaciones de Gay-Lussac.

Asimismo, Gay-Lussac observó experimentalmente que: *en toda reacción química, la suma de los volúmenes de los gases obtenidos es igual o inferior a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas reaccionantes, por lo tanto, los volúmenes de combinación no pueden, en general, sumarse*.

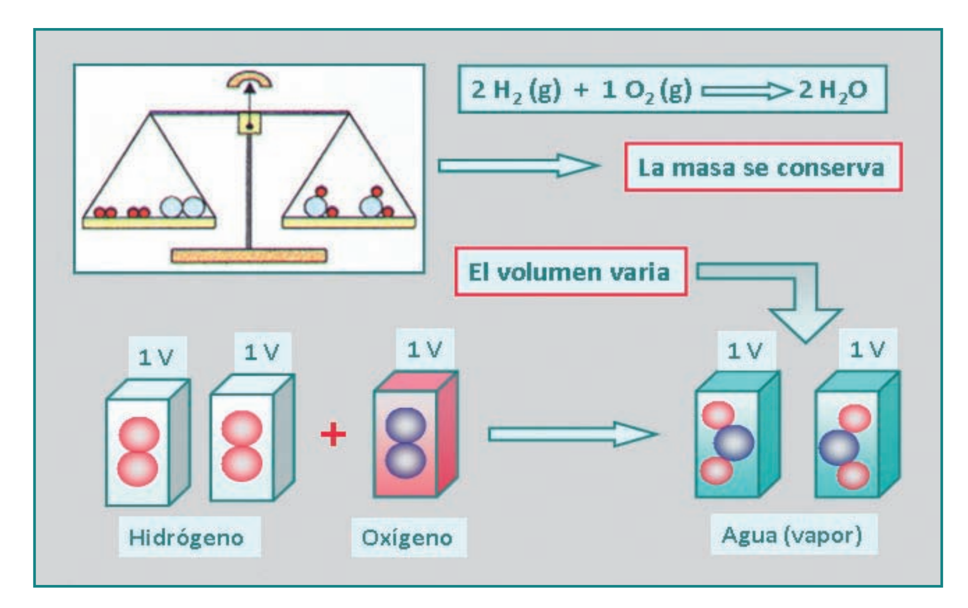


Figura 32. Ley de Gay-Lussac en la formación de agua (vapor).

Por tanto, en una reacción química entre gases tenemos que la masa se conserva siempre pero, sin embargo, el volumen no se conserva y puede variar como, por ejemplo, en la reacción de formación de agua (vapor) a partir de hidrógeno y oxígeno (ver Figura 32), en la que resulta que (medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura), *dos* volúmenes de hidrógeno gaseoso reaccionan con *un* volumen de oxígeno para producir *dos* volúmenes de vapor de agua (también medido en las mismas condiciones).

Las proporciones entre los volúmenes de estos gases son:

$$\frac{\text{V de Hidrógeno}}{\text{V de Oxígeno}} = \frac{2\text{ L}}{1\text{ L}} = \frac{2}{1}$$

$$\frac{\text{V de Hidrógeno}}{\text{V de Vapor de Agua}} = \frac{2\text{ L}}{2\text{ L}} = \frac{1}{1}$$

$$\frac{\text{V de Oxígeno}}{\text{V de Vapor de Agua}} = \frac{1\text{ L}}{2\text{ L}} = \frac{1}{2}$$

Vemos que todas las relaciones son de números enteros sencillos, cumpliéndose la Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

Ley de los volúmenes de combinación. Los volúmenes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, de las sustancias gaseosas que se combinan entre sí, están en relación de números enteros sencillos, y también con los volúmenes de los gases que se forman.

No hay que olvidar que esta ley **no se aplica** a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes como, por ejemplo, el volumen de azufre que se une con el oxígeno para formar anhídrido sulfuroso.

Asimismo, se observó que la reacción del cloro (gaseoso) con el hidrógeno (gaseoso) para formar cloruro de hidrógeno (también gaseoso) tenía lugar esquemáticamente de la siguiente forma:

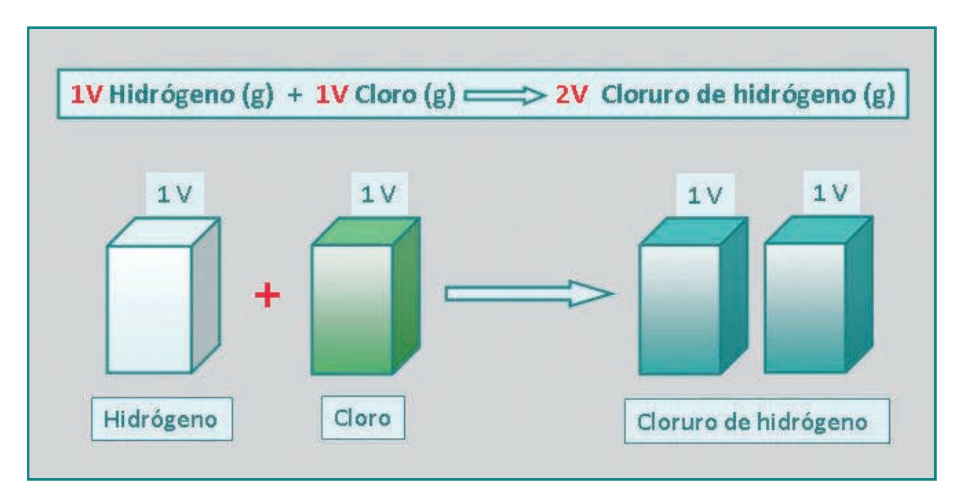


Figura 33. Interpretación de Gay-Lussac en la formación de cloruro de hidrógeno.

En este ejemplo, según la teoría de Dalton que hemos visto en el apartado anterior, un volumen de hidrógeno que reacciona con un volumen de cloro debería dar un volumen de cloruro de hidrógeno, y no dos como observó experimentalmente Gay-Lusssac ya que, para que la reacción química tuviera lugar de esta forma, las partículas de los gases tendrían que dividirse y como, por definición, Dalton enunció que los átomos no pueden dividirse (eran indivisibles), los resultados experimentales obtenidos por Gay-Lussac, no podían ser explicados satisfactoriamente por su teoría atómica, por ello, no tomó muy en serio estos experimentos. Por tanto, como podemos observar, la teoría atómica de Dalton explicaba las Leyes ponderales pero no las volumétricas.

Ejemplos

1. Otro ejemplo de la Ley de los volúmenes de combinación es la formación del amoniaco a partir de nitrógeno (gas) e hidrógeno (gas), que tiene lugar según la Figura 34:

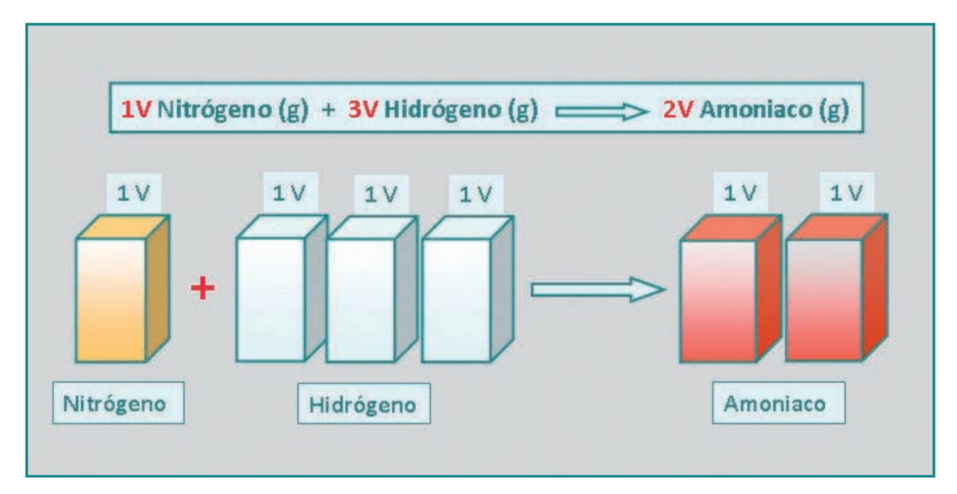


Figura 34. Interpretación de Gay-Lussac en la formación de amoníaco.

2. En el caso de la reacción del monóxido de carbono (gas) con el oxígeno (gas) tenemos el siguiente resultado (Figura 35):

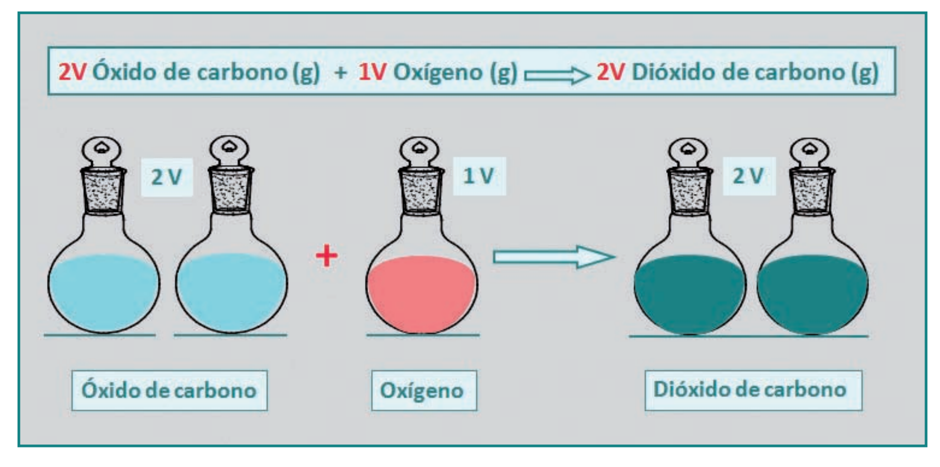


Figura 35. Interpretación de Gay-Lussac en la formación de dióxido de carbono.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El amoniaco gaseoso (NH_3) reacciona con el oxígeno (O_2) formando óxido de nitrógeno (IV) (NO_2) y agua (H_2O). ¿Qué volumen de oxígeno se necesitará para reaccionar con 100 litros de amoniaco? Todos los gases están en condiciones normales de presión y temperatura.

$$4\ NH_3\ (g) + 7\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Solución

De acuerdo con el enunciado m(NH_3) = 100 L

$$4\ NH_3\ (g) + 7\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Según la ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac): *en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.*

Por tanto, por ser gases todos los compuestos que intervienen y estar en las mismas condiciones de presión y temperatura, tenemos que:

$$4\ L\ NH_3 \rightarrow 7\ L\ O_2$$
$$100\ L\ NH_3 \rightarrow X\ L\ O_2$$

$$X\ L\ O_2 = 100\ L\ NH_3 \times \frac{7\ L\ O_2}{4\ L\ NH_3} = 175\ L\ O_2$$

Por tanto, **se necesitan 175 L de oxígeno** para reaccionar con 100 L de amoniaco.

Ejercicio 2

a) Calcular el número de litros de gas nitrógeno que reaccionarán durante la producción de 3,50 L de amoniaco gaseoso; b) calcular el número de litros de gas amoniaco que pueden formarse a partir de 6,00 L de hidrógeno. En todos los casos los gases están medidos a la misma presión y temperatura. Enuncie la Ley que aplica.

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Solución

Por ser gases todos los compuestos que intervienen y estar en las mismas condiciones de presión y temperatura tenemos que aplicar la **Ley de los volúmenes de combinación** (Gay-Lussac): *en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de números enteros sencillos*.

a) Como tenemos que:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

$$2{,}00 \text{ L de } NH_3 (g) \rightarrow 1{,}00 \text{ L de } N_2 (g)$$

$$3{,}50 \text{ L de } NH_3 (g) \rightarrow X \text{ L de } N_2 (g)$$

$$X \text{ L } N_2 = \frac{3{,}50 \text{ L } NH_3 \times 1{,}00 \text{ L } N_2}{2{,}00 \text{ L } NH_3} = 1{,}75 \text{ L } N_2$$

Por lo que tenemos que reaccionarán **1,75 L de nitrógeno** para producir los 3,50 L de amoniaco gaseoso.

b) Se aplica la misma ley que en el apartado (a):

$$N_2 (g) + 3\, H_2 (g) \rightarrow 2\, NH_3 (g)$$

$$2{,}00 \text{ L de } NH_3 (g) \rightarrow 3{,}00 \text{ L de } H_2 (g)$$

$$X \text{ L de } NH_3 (g) \rightarrow 6{,}00 \text{ L de } H_2 (g)$$

$$X \text{ L } NH_3 = \frac{2{,}00 \text{ L } NH_3 \times 3{,}00 \text{ L } N_2}{6{,}00 \text{ L } H_2} = 1{,}00 \text{ L } NH_3$$

Por lo que tenemos que se formarán **1,00 L de amoniaco** a partir de 6,00 L de hidrógeno.

2.2. Hipótesis de Avogadro

La Ley de Gay-Lussac, como acabamos de comentar, en vez de ser un apoyo a la teoría atómica de Dalton, le supuso un serio obstáculo. Este problema entre la teoría atómica y la ley de los volúmenes de combinación fue resuelto por el físico italiano A. Avogadro (Figura 36), que interpretó la Ley de Gay-Lussac de manera muy simple con su famosa hipótesis, llamada también Ley de Avogadro por estar completamente comprobada, en la que introdujo el concepto de **molécula**, que hasta entonces no estaba muy claro.



Figura 36. A. Avogadro.

Avogadro admitió la existencia de moléculas, formadas por dos o más átomos, como unidad estructural de los compuestos, haciendo este concepto también extensivo a elementos como el hidrógeno, oxígeno, cloro, nitrógeno, y otros elementos gaseosos, considerando que sus moléculas eran diatómicas (formadas por dos átomos). Desde Avogadro hasta nuestros días, la palabra **partícula** se emplea para designar tanto átomos como moléculas (Figura 37).

Avogadro, al introducir el término de *molécula,* interpretó de una manera muy sencilla la Ley de Gay-Lussac, que la teoría atómica de Dalton resultaba incapaz de explicar, como podemos ver en la Figura 38.

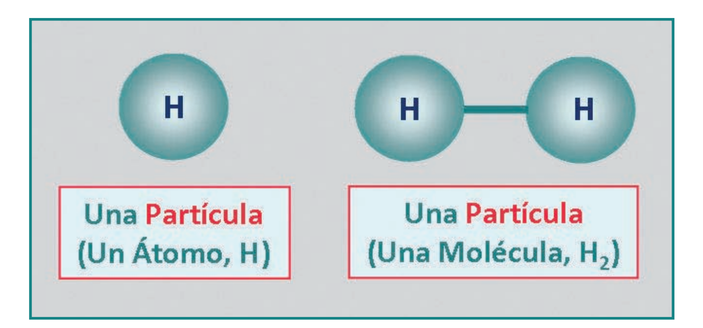


Figura 37. Concepto de partícula en química.

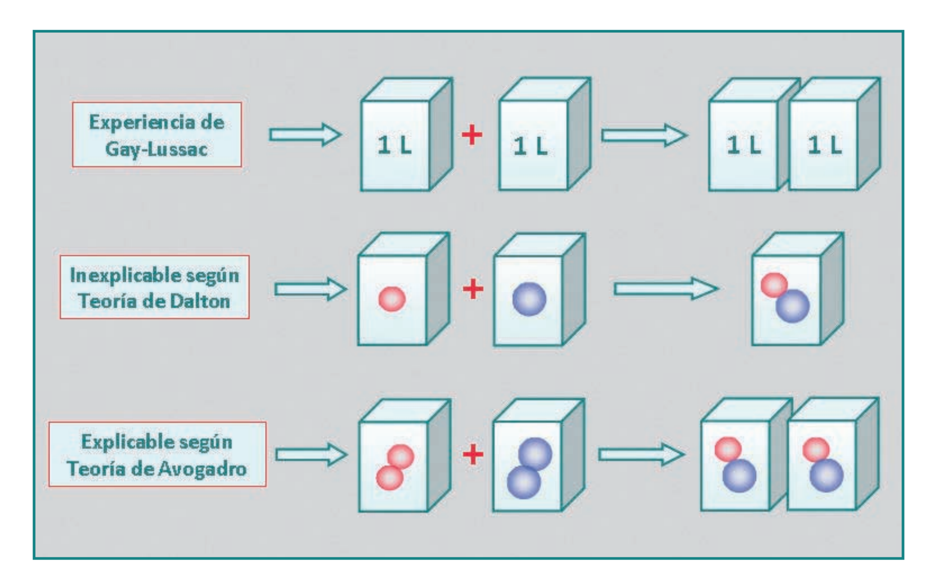


Figura 38. Comparación de la Ley Gay-Lussac, Teoría de Dalton e Hipótesis de Avogadro.

A partir de este argumento, Avogadro enunció su **hipótesis**: *a igualdad de presión y temperatura, en volúmenes iguales de cualquier gas existe el mismo número de partículas*.

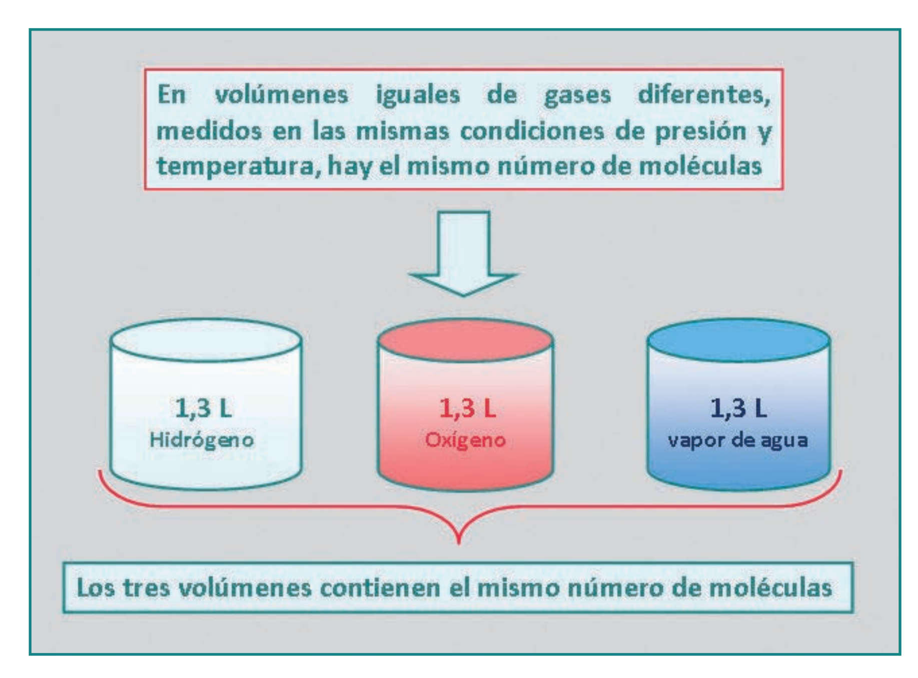


Figura 39. Hipótesis de Avogadro.

Así, por ejemplo, si tres recipientes de la misma capacidad, 1,3 L, contienen: hidrógeno, oxígeno y vapor de agua, todos ellos a la misma presión y temperatura, el número de moléculas de hidrógeno que hay en un recipiente coincide con el número de moléculas de oxígeno y el número de moléculas de agua que hay en los otros recipientes (Figura 39).

Naturalmente, el enunciado inverso es también cierto: *un determinado número de moléculas o partículas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen, medido en idénticas condiciones de presión y temperatura (*Figura 40).

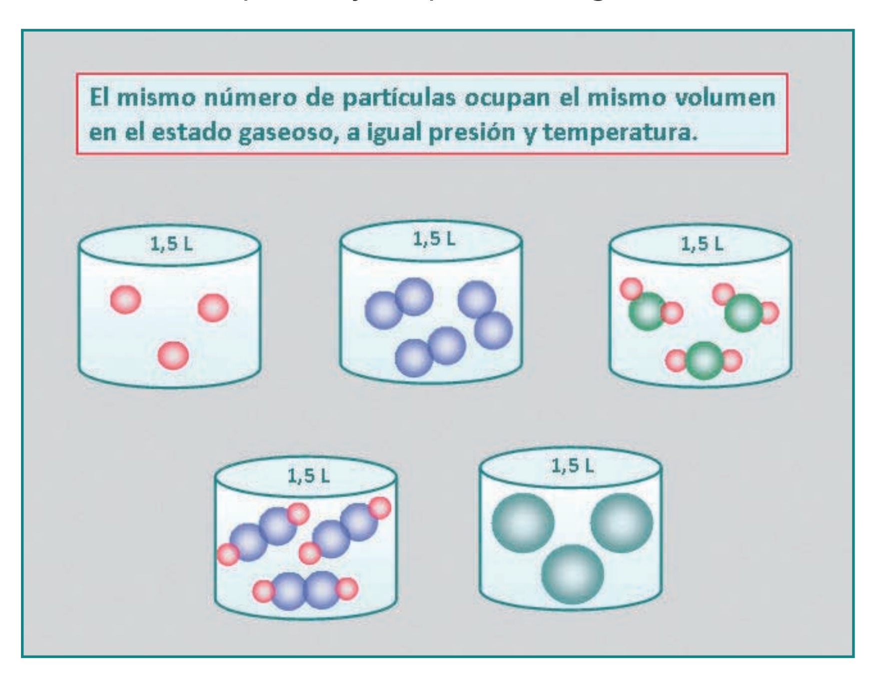


Figura 40. Hipótesis de Avogadro.

Como hemos visto, para explicar la Ley de Gay-Lussac, Avogadro tuvo que admitir, además de su famosa hipótesis, que las moléculas de los elementos gaseosos más conocidos (como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, cloro, etc.) eran diatómicas, y no monoatómicas como la Teoría atómica de Dalton había creído hasta entonces, es decir, estaban formadas por dos átomos que podían separarse en una reacción química. Por tanto, las sustancias gaseosas están formadas por partículas muy pequeñas, llamadas *moléculas*, compuestas a su vez de otras partículas más pequeñas, llamados *átomos*. Si se tiene en cuenta esta hipótesis, es posible distinguir con claridad entre, por ejemplo, átomo de hidrógeno (H) y molécula de hidrógeno (un par de átomos, H_2), e igualmente entre los átomos y las moléculas de otros gases (Figura 41).

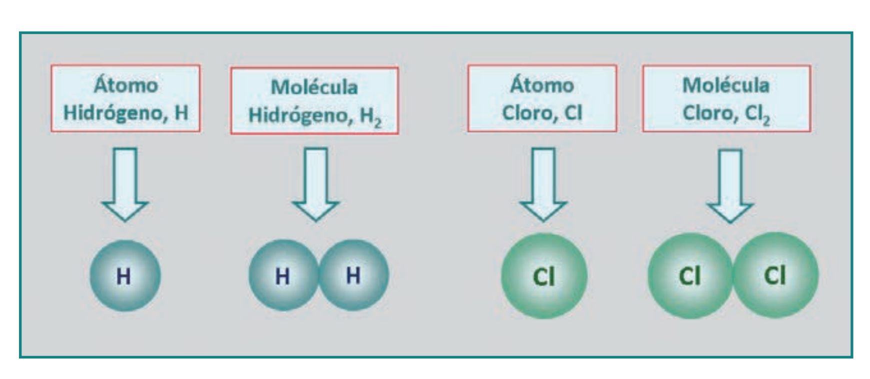


Figura 41. Concepto de átomo y molécula según A. Avogadro.

Hipótesis de Avogadro. Volúmenes iguales de gases diferentes contienen, en las mismas condiciones de presión y temperatura, el mismo número de partículas.

Con la hipótesis de Avogadro, se puede explicar de forma muy sencilla, el ejemplo de la Ley de Gay-Lussac que acabamos de ver en el apartado anterior, reacción del hidrógeno con cloro para formar cloruro de hidrógeno. De acuerdo con la Hipótesis de Avogadro, cada volumen unidad (recipiente representado por un rectángulo) contiene el mismo número de moléculas. En este caso, se ha representado sólo una molécula de hidrógeno y una de cloro (para que se puedan ver y contar fácilmente), ambas formadas por dos átomos (diatómicas). En la reacción química las moléculas de hidrógeno y cloro se dividen en sus átomos, que se unen entre sí para formar la molécula de cloruro de hidrógeno. Es evidente que, al dividirse en dos partes las moléculas de hidrógeno y de cloro, resultará el doble número de moléculas de cloruro de hidrógeno y, por tanto, su volumen debe ser también el doble. Los volúmenes de los gases reaccionantes, hidrógeno y cloro, están en la relación 1/1, mientras que el volumen de hidrógeno y cloro, respecto al producto de la reacción (cloruro de hidrogeno), están en la relación 1/2, de acuerdo con la Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac (Figura 42).

Ley de Gay-Lussac: **1V hidrógeno + 1 V cloro → 2 V cloruro de hidrógeno (HCl)**

Hipótesis Avogadro: **N moléculas hidrógeno + N moléculas cloro → 2N moléculas HCl**

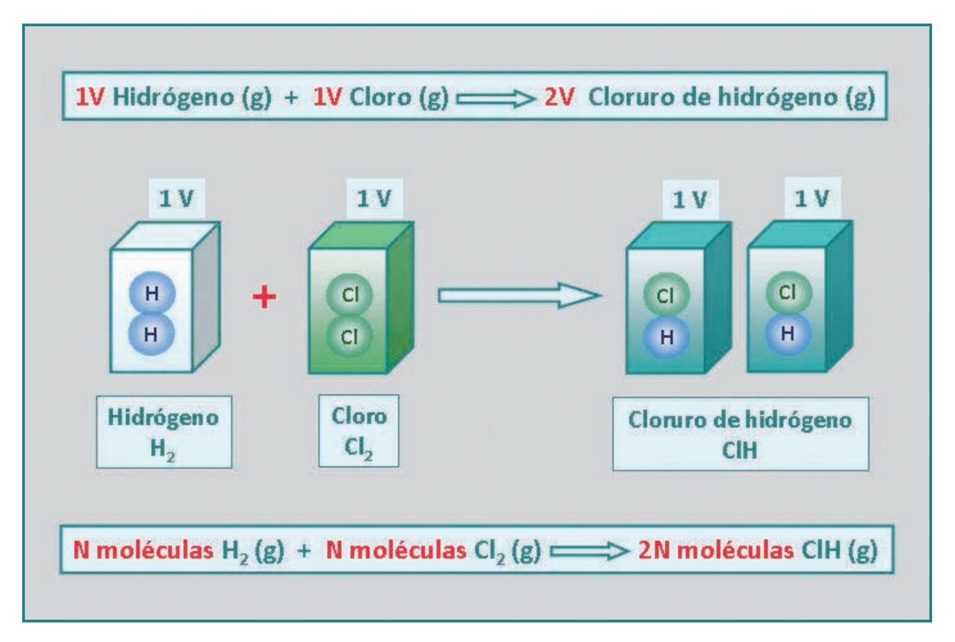


Figura 42. Ley de Gay-Lussac e Hipótesis de Avogadro en la formación de HCl.

Del mismo modo se puede explicar lo que ocurre en la reacción del hidrógeno con el oxígeno para formar vapor de agua. Como hemos visto según Gay-Lussac, en este caso, dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de agua. De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, dos moléculas de hidrógeno tienen que reaccionar con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de agua. Las moléculas de oxígeno deben estar formadas por dos átomos, para que cada uno de ellos dé lugar a una molécula de agua. Por tanto, si las moléculas de hidrógeno y oxígeno son diatómicas (formadas por dos átomos), la molécula de agua

debe estar formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, es decir, su fórmula debe ser H_2O y no HO, como había supuesto Dalton (Figura 43).

1 V hidrógeno + 1 V oxígeno → 2 V agua

2 N moléculas hidrógeno + N moléculas oxígeno → 2 N moléculas agua

2 moléculas hidrógeno + 1 molécula oxígeno → 2 moléculas agua (H_2O)

4 átomos H 2 átomos O 4 H + 2 O

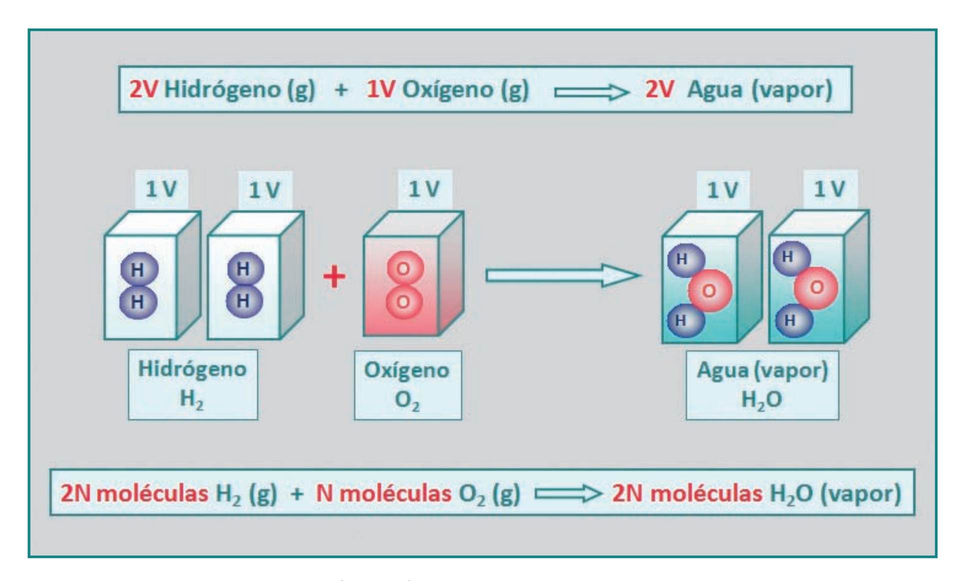


Figura 43. Formación de agua (vapor) según Ley de Gay-Lussac e Hipótesis de Avogadro.

La importancia de la Ley de Avogadro radica en que con la simple medida de volúmenes de gases estamos comparando conjuntos de moléculas, pues la relación que hay entre volúmenes de gases y número de moléculas es la misma.

En la interpretación de otras reacciones químicas entre gases, mediante la hipótesis de Avogadro, se ha descubierto que algunos elementos tienen moléculas formadas por *más de dos átomos*, como por ejemplo, el ozono cuyas moléculas son triatómicas (O_3), formadas por tres átomos de oxígeno, en lugar de dos como en el caso del oxígeno ordinario (O_2), lo que hace que tengan propiedades diferentes. Otro caso es el del fósforo que, en estado gaseoso, está constituido por moléculas tetraatómicas, esto es, formadas por cuatro átomos de fósforo.

La hipótesis de Avogadro, así como su utilización para determinar el número de átomos que forman las moléculas, constituye la base para la determinación correcta de masas atómicas y moleculares, que vamos a estudiar a continuación. Por otra parte, la determinación correcta de estas masas atómicas hizo posible la clasificación periódica de los elementos químicos, por lo que a partir de estas fechas, la química experimento un gran avance en su desarrollo.

Ejemplos

1. En la Figura 44 podemos ver otro ejemplo más de la interpretación por Avogadro y Gay-Lussac de la reacción entre el monóxido de carbono y el oxígeno, para formar dióxido de carbono.

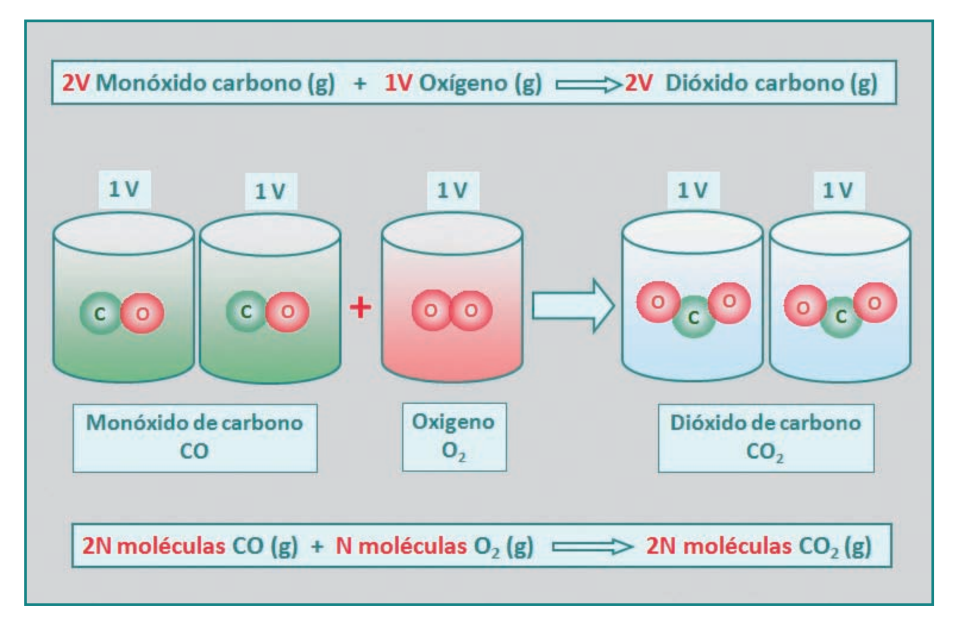


Figura 44. Ley de Gay-Lussac e Hipótesis de Avogadro en la formación de CO_2.

2. En la Figura 46 se ha representado esquemáticamente la forma en que tiene lugar, según Avogadro, la reacción del hidrógeno con el nitrógeno para formar amoniaco. Como puede verse, de esta reacción se deduce que la fórmula más sencilla del amoniaco es NH_3, y no NH como había supuesto Dalton.

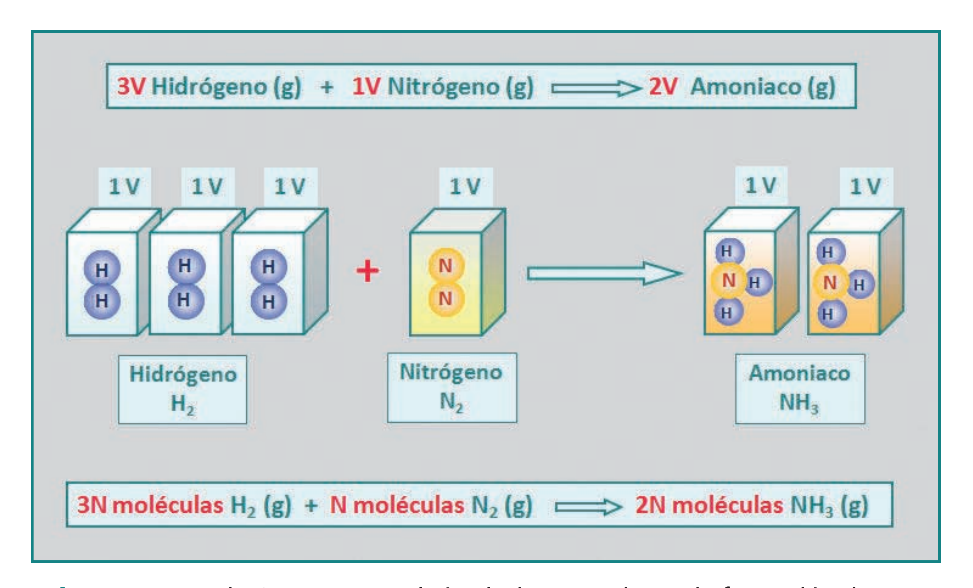


Figura 45. Ley de Gay-Lussac e Hipótesis de Avogadro en la formación de NH_3.

En este tema tienes que recordar

- **Átomo.** La unidad (partícula) más pequeña de un elemento químico que tiene existencia propia, conserva su identidad y las propiedades químicas de dicho elemento, y que no es posible dividir mediante procesos químicos ordinarios (del latín *atŏmum)*.

- **Compuesto.** Sustancia compuesta de dos o más elementos en proporción constante. Los compuestos pueden descomponerse en sus elementos constituyentes.

- **Elemento.** Tipo de materia (sustancia pura) compuesta por átomos de la misma clase, que no puede ser descompuesta en sustancias más simples mediante procedimientos químicos ordinarios.

- **Hipótesis de Avogadro.** Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. Por tanto, la relación entre los volúmenes de los gases que reaccionan, medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, es la misma que la relación entre el número de moléculas que reaccionan.

- **Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier.** Establece que la masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactivos, es decir, los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química.

$$\sum m_{productos} = \sum m_{reactivos}$$

- **Ley de las proporciones definidas o Ley de Proust.** Cuando dos o más elementos se combinan químicamente para formar un único compuesto, siempre lo hacen en una relación de masas definida y constante.

$$\mathrm{A + B \rightarrow C}$$

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{cte.}$$

- **Ley de las proporciones múltiples o Ley de Dalton.** Se ocupa de las proporciones en que se combinan dos elementos cuando forman entre sí más de un compuesto diferente. Establece que cuando dos elementos se combinan entre sí para formar más de un compuesto, las masas de un elemento, en cada uno de los compuestos, que se combinan con una masa fija del segundo elemento, están en relación de números enteros sencillos.

$$\mathrm{a_1A + b_1B \rightarrow C_1}$$
$$\mathrm{a_2A + b_2B \rightarrow C_2}$$

$$\frac{\left[\dfrac{m_A}{m_B}\right]_{c1}}{\left[\dfrac{m_A}{m_B}\right]_{c2}} = \text{relación n.° enteros sencillos}$$

- **Ley de las proporciones reciprocas o Ley de Richter.** Las masas de elementos diferentes que se combinan con una masa constante de un tercer elemento para formar compuestos distintos, están en una relación numérica sencilla, siendo esta relación la misma que cuando se combinan entre sí los dos primeros elementos (o bien sus múltiplos o submúltiplos).

$$mA + mB \rightarrow AB$$
$$mB + mC \rightarrow BC$$
$$m'A + m'C \rightarrow AC$$

$$\frac{m'_A}{m'_C} = \left[\frac{p}{q}\right] = \frac{m_A}{m_C}; \text{ siendo } \frac{p}{q} = 1/1;\ 1/2;\ 2/1;\ 3/2\ldots$$

- **Ley de los volúmenes de combinación o Ley de Gay-Lussac.** A temperatura y presión constantes, los volúmenes de los gases que participan en una reacción química guardan entre sí relaciones de números sencillos.

$$A\,(g) + B\,(g) \rightarrow C\,(g) + D\,(g)$$

$$\frac{V_A}{V_B};\ \frac{V_C}{V_A};\ \frac{V_D}{V_A};\ \frac{V_C}{V_B};\ \frac{V_D}{V_B};\ldots\ldots\ldots = \text{ relación n.º enteros sencillos}$$

- **Molécula.** La partícula más pequeña de un elemento o compuesto que tiene existencia independiente y estable, y que presenta todas las propiedades físicas y químicas de una sustancia.

  ¿Cuál es la diferencia entre átomos y moléculas? En realidad, son a veces la misma cosa, pues por ejemplo, algunos elementos (sobre todo los gases raros) pueden existir como átomos sencillos y por lo tanto sus átomos entran dentro de la categoría de moléculas. Una molécula que consta de un solo átomo se denomina *monoatómica*. Las moléculas más sencillas son las de los gases raros, ya que contienen un solo átomo. Por el contrario, un átomo de oxígeno no puede tener existencia independiente a temperatura ambiente y a la presión atmosférica, sólo tiene existencia estable si se combina con otro átomo o molécula. Así, el oxígeno que todos conocemos está formado por dos átomos de oxígeno, es una molécula *diatómica*. Otros elementos existen como moléculas más complejas. Las moléculas formadas por más de dos átomos se denominan *poliatómicas*.

- **Peso equivalente o equivalente químico o peso de combinación.** Es el peso de un elemento que se combina con un peso determinado de otro elemento que se toma como referencia. Para ello, se toma como referencia el hidrógeno, atribuyéndole un peso equivalente de 1,008, u el oxígeno, p.eq.= 8,000. De acuerdo con esto, se puede definir el peso equivalente de un elemento como la cantidad del mismo que se combina con 1,008 partes de hidrógeno.

- **Teoría atómica de Dalton.** Dalton para explicar las Leyes ponderales expuso que:

  — Los elementos están constituidos por partículas materiales denominadas átomos, inalterables e indivisibles.

  — Todos los átomos de un mismo elemento son iguales, en masa, tamaño y propiedades.

— Los átomos de distintos elementos tienen distintas masas y propiedades.

— Los compuestos están formados por la unión de átomos de distintos elementos en relaciones sencillas.

— En las reacciones químicas, los átomos, puesto que son inalterables, no se crean ni se destruyen, únicamente se redistribuyen y organizan de otra forma.

- **Transformaciones físicas y químicas de la materia.** Las transformaciones físicas de la materia no producen ninguna modificación de su composición química, mientras que en las transformaciones químicas se produce una alteración de la composición química de las sustancias que reaccionan.

Desarrollo de competencias

1 ¿Qué cantidad de carbono (C) reacciona con 16 g de oxígeno (O_2), si se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono, CO_2?

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Solución

Aplicando la **ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoisier,** «la suma de las masas de los reactivos ha de ser igual a la suma de las masas de los productos de la reacción», tenemos que:

Masa de carbono + masa de oxígeno = Masa de dióxido de carbono

$$X + 16 = 22$$

$$X = 22 - 16 = 6 \text{ gramos de carbono}$$

Cantidad de C = 6 gramos

2 En una serie de experimentos, tres tiras de magnesio que pesaban, respectivamente, 1,81; 2,62 y 3,17 gramos, se quemaron completamente en exceso de aire (con oxígeno). En cada caso se recogió y pesó cuidadosamente el único producto resultante, óxido de magnesio, que pesaba 3,00; 4,35 y 5,26 gramos, respectivamente. A partir de estos datos indicar si dicho óxido de magnesio cumple la Ley de las proporciones definidas.

Solución

Primero tenemos que calcular la masa de oxígeno, aplicando la **Ley de conservación de la masa:**

Masa de magnesio + masa de oxígeno = Masa óxido de magnesio

A continuación, se calcula la relación entre la masa de magnesio y oxígeno en cada una de las muestras para comprobar si cumple la **Ley de las proporciones definidas.** Todos estos cálculos se recogen en la Tabla siguiente:

Muestra	g Mg	g OMg	g O	Masa Mg/masa O
Muestra 1	1,81 g	3,00 g	1,19 g	**1,52**
Muestra 2	2,62 g	4,35 g	1,73 g	**1,514 ≈ 1,52**
Muestra 3	3,17 g	5,26 g	2,09 g	**1,52**

Como podemos ver en la Tabla, la relación entre las masas de los elementos es siempre la misma, el producto formado tiene siempre la misma composición por lo que si se cumple la **Ley de las proporciones definidas.**

3 En un compuesto de nitrógeno (N) y oxígeno (O), se encuentran combinados, 1,75 g de N por cada 1,00 g de oxígeno. Calcular la cantidad de oxígeno que se combina con 4,42 g de N. ¿Qué ley ponderal se aplica?

Solución

La **Ley de las proporciones definidas** nos permite establecer equivalencias entre las cantidades de los elementos que se combinan en un mismo compuesto.

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$$

Por tanto,

$$\frac{1{,}00 \text{ g O}}{1{,}75 \text{ g N}} = \frac{\text{X g O}}{4{,}42 \text{ g N}}$$

Cantidad de oxígeno en gramos $\quad \mathbf{X} \text{ g O} = 4{,}42 \text{ g N} \times \frac{1{,}00 \text{ g O}}{1{,}75 \text{ g N}} = 2{,}53 \text{ g O}$

2,53 gramos de oxígeno

4 En el proceso de formación del sulfuro de hierro (II), la reacción es completa cuando 1,00 g de azufre se combina con 1,75 g de hierro. *a)* Si calentamos una mezcla que contiene 2,00 g de azufre y 4,00 g de hierro, ¿qué masa de hierro quedará sin reaccionar?, *b)* ¿qué masa de hierro reaccionará completamente con 10,00 g de azufre, *c)* ¿qué masa de azufre se combinará completamente con 175 g de hierro y cuál será la cantidad de sulfuro de hierro (II) que se obtendrá?

Solución

Para poder solucionar este problema tenemos que aplicar la **Ley de las proporciones definidas:**

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$$

a) Masa de hierro que queda sin reaccionar:

$$\frac{1{,}00 \text{ g Azufre}}{1{,}75 \text{ g Hierro}} = \frac{2{,}00 \text{ g Azufre}}{\text{X g Hierro}}$$

$$\text{X} \ \frac{1{,}75 \text{ x } 2{,}00}{1{,}00} = 3{,}50 \text{ g Hierro}$$

Según la Ley de las proporciones constantes 2,00 g de azufre reaccionan con 3,50 g de hierro, pero como partimos de 4,00 g de hierro, quedarán en exceso:

$$4{,}00 \text{ g Fe} - 3{,}50 \text{ g Fe} = 0{,}50 \text{ g Fe}$$

0,50 gramos de hierro quedan sin reaccionar

b) Masa de hierro que reaccionará completamente:

$$\frac{1{,}00 \text{ g Azufre}}{1{,}75 \text{ g Hierro}} = \frac{10{,}00 \text{ g Azufre}}{\text{X g Hierro}}$$

X = 17,50 g de Hierro reaccionarán completamente

c) Masa de azufre que se combinará con 175 g de Fe

$$\frac{1{,}00 \text{ g Azufre}}{1{,}75 \text{ g Hierro}} = \frac{\text{X g Azufre}}{175 \text{ g Hierro}}$$

X = 100 g de Hierro

Cantidad de sulfuro de hierro que se obtiene:

175 g hierro + 100 g azufre = 275 g sulfuro de hierro

275 g de sulfuro de hierro (II)

5 Se sabe que 8 g de azufre reacciona con 12 g de oxígeno para dar 20 g de trióxido de azufre: *a)* ¿cuántos gramos de oxígeno reaccionarán con 1 g de azufre y qué cantidad de trióxido de azufre se obtendrá; *b)* si se descomponen 100 g de trióxido de azufre ¿cuántos gramos de azufre y de oxígeno se obtendrán?

Solución

a) La reacción que tiene lugar será:

Azufre + Oxígeno → Trióxido de azufre

Teniendo en cuenta que se tiene que cumplir la **Ley de la composición constante:**

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$$

$$\frac{8 \text{ g S}}{12 \text{ g } O_2} = \frac{1 \text{ g S}}{m \text{ g } O_2}; \quad \text{luego: } m\ O_2 = \frac{1 \text{ g} \times 12 \text{ g}}{8 \text{ g}} = 1{,}5 \text{ g}$$

Reaccionarán **1,5 g de oxígeno**

Para calcular la cantidad de trióxido de azufre:

$$8 \text{ g S} \xrightarrow{\text{se obtienen}} 20 \text{ g } SO_3$$

$$1 \text{ g S} \xrightarrow{\text{se obtienen}} m \text{ g } SO_3$$

$$\frac{8 \text{ g S}}{1 \text{ g S}} = \frac{20 \text{ g } SO_3}{m \text{ g } SO_3}$$

$$m\ (SO_3) = \frac{1 \text{ g} \times 20 \text{ g}}{8 \text{ g}} = 2{,}5 \text{ g } SO_3 \rightarrow$$ **2,5 g de trióxido de azufre**

b) Con 100 g de trióxido de azufre, tendremos:

Masa en gramos de azufre:

$$8 \text{ g S} \xrightarrow{\text{se obtienen}} 20 \text{ g } SO_3$$

$$m \text{ g S} \xrightarrow{\text{se obtienen}} 100 \text{ g } SO_3$$

$$\frac{8 \text{ g S}}{m \text{ g (S)}} = \frac{20 \text{ g } SO_3}{100 \text{ g } SO_3}$$

$$m \text{ (S)} = \frac{100 \text{ g} \times 8 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 40 \text{ g} \rightarrow \textbf{40 g de azufre}$$

Masa en gramos de Oxígeno:

$$\frac{12 \text{ g } O_2}{m \text{ g } (O_2)} = \frac{20 \text{ g } SO_3}{100 \text{ g } SO_3}$$

$$m\ (O_2) = \frac{100 \text{ g} \times 12 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 60 \text{ g} \rightarrow \textbf{60 g de oxígeno}$$

6 Completar (teniendo en cuenta las Leyes ponderales de química) la siguiente tabla referida a las cantidades (masa en gramos), que se han utilizado en cuatro experiencias distintas, de las sustancias que intervienen en la reacción:

Hierro + Oxígeno → Oxido de hierro (III)

Compuesto	Hierro	Oxígeno	Óxido	Hierro sobrante	Oxígeno sobrante
A	223,4	96	319,5		
B	111,7	48			
C	63	16			
D	18	27			

Solución

Experiencia A Se cumple la **Ley de Lavoisier de la conservación de la masa**:

masa de Fe + masa de O = masa de óxido → 223,4 g Fe + 96 g O = 319,4 g óxido

luego en la reacción no sobra ni hierro ni oxígeno.

Por otra parte, de este resultado obtenido se deduce que el hierro y el oxígeno reaccionan según una proporción de:

$$\frac{m \text{ Fe}}{m \text{ O}} = \frac{223{,}4 \text{ g}}{96 \text{ g}} = 2{,}33$$

En consecuencia, según la **Ley de la composición constante de Proust**, el hierro y el oxígeno **siempre** se combinarán en esta proporción para formar el óxido en cuestión.

$$\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$$

Experiencia B La proporción de las masas de hierro y de oxígeno:

$$\frac{m \text{ Fe}}{m \text{ O}} = \frac{111{,}7 \text{ g}}{48 \text{ g}} = 2{,}33$$

Por tanto, las masas están en la proporción justa, de acuerdo con la experiencia A, luego se formará el óxido sin que sobre ni hierro ni oxígeno:

m de óxido = m de Fe + m de O = 111,7 g + 48 g = **159,7 g de óxido**

Experiencia C La proporción de las masas de hierro y de oxígeno:

$$\frac{m\ \text{Fe}}{m\ \text{O}} = \frac{63\ \text{g}}{16\ \text{g}} = 3,94$$

Como la relación, 3,94, es mayor que 2,33 (proporción real de combinación según la Ley de las proporciones definidas), quiere decir que sobra hierro (el numerador tiene un valor superior al teórico para que la relación fuera 2,33, ya que el denominador no puede ser mayor de 16). Luego tenemos que:

— Cantidad de hierro que reaccionará con 16 g de oxígeno:

$$\frac{m\ \text{Fe}}{16\ \text{g O}} = 2,33 \quad \rightarrow \quad m\ \text{Fe} = 16 \times 2,33 = \mathbf{37,3\ g\ \ Fe\ reacciona}$$

— Cantidad de hierro que sobra → 63 g Fe – 37,3 g Fe = **25,7 g Fe sobra**

— Cantidad de óxido de hierro que se formará **(Ley de conservación de la masa):**

m (óxido de hierro) = *m* (hierro reacciona) + *m* (oxígeno reacciona)
= 37,3 g + 16 g = **53,3 g óxido**

Experiencia D La proporción de las masas de hierro y de oxígeno son:

$$\frac{m\ \text{Fe}}{m\ \text{O}} = \frac{18\ \text{g}}{27\ \text{g}} = 0,67$$

Como esta relación, 0,67, es inferior a 2,33, quiere decir que el denominador tiene un valor mayor que el teórico, ya que el numerador no puede aumentar. Por tanto, sobra oxígeno.

— Cantidad de oxígeno que reaccionará con 18 g de hierro:

$$\frac{18\ \text{g Fe}}{m\ \text{O}} = 2,33 \quad \rightarrow \quad m\ \text{O} = \frac{18}{2,33} = 7,7\ \text{g} \qquad \mathbf{7,7\ g\ \ oxígeno\ reaccionan}$$

— Cantidad de oxígeno que sobra → 27 g – 7,7 g = **19,3 g oxígeno que sobra**

— Cantidad de óxido de hierro que se formará **(Ley de conservación de la masa):**

m (óxido de hierro) = *m* (hierro reacciona) + *m* (oxígeno reacciona)
= 18 g + 7,7 g = **25,7 g óxido**

Por tanto, la tabla completa será la siguiente (en verde las cifras calculadas):

Compuesto	Hierro	Oxígeno	Óxido	Hierro sobrante	Oxígeno sobrante
A	223,4	96	319,5	0	0
B	117,4	48	159,7	0	0
C	63	16	53,3	25,7	0
D	18	27	25,7	0	19,3

7 El análisis de dos óxidos de cromo muestran que 2,351 gramos del primero contienen 1,223 gramos de cromo, y que 3,028 gramos del segundo contienen 2,072 gramos de cromo. Demostrar que se cumple la **Ley de las proporciones múltiples**

Solución

Ley de las proporciones múltiples dice: *las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en relación de números enteros sencillos.*

Para comprobar que se cumple la Ley de las proporciones múltiples hay que calcular, por ejemplo, las cantidades de cromo (Cr) que están combinadas con una misma cantidad de oxígeno (O) en uno y otro óxido y luego ver la relación que hay entre ellas.

Por diferencia se hallan las cantidades de oxígeno en las dos muestras.

Oxido I $\rightarrow$ 2,351 – 1,223 = 1,128 gramos de O

Oxido II $\rightarrow$ 3,028 – 2,072 = 0,956 gramos de O

Por tanto, tenemos que:

Oxido I $\rightarrow$ 1,223 g de Cr y 1,128 g de O

Oxido II $\rightarrow$ 2,072 g de Cr y 0,956 g de O

A continuación, calculamos para el óxido II la cantidad de Cr que se halla combinada con una cantidad de oxígeno igual a la que figura para el óxido I, es decir, 1,128 g O:

0,965 g O $\rightarrow$ 2,072 g Cr

1,128 g O $\rightarrow$ X g Cr

$$\frac{0{,}956 \text{ g O}}{2{,}072 \text{ g Cr}} = \frac{1{,}128 \text{ g}}{X}$$

X = 2,445 g Cr

Es decir, que guardando la misma proporción, en el óxido II, 2,445 g de Cr se combinan con 1,128 g de O.

La relación entre las dos cantidades de Cr en el óxido I y el óxido II que se combinan con la misma cantidad de oxígeno (1,128 g de O), es la siguiente:

$$\frac{1{,}223\text{ g}}{2{,}445\text{ g}} = 0{,}50 = \frac{0{,}50}{1} = \frac{0{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$$

que es una relación de números enteros sencillos, luego **se cumple la Ley de las proporciones múltiples.**

8 Cuando se analizan tres compuestos de nitrógeno (N) y oxígeno (O), se obtienen los siguientes resultados:

Compuesto	Masa de N (g)	Masa de O (g)
1	23,8	13,6
2	10,5	12,0
3	9,1	20,8

a) Calcular la masa de nitrógeno por gramo de oxígeno en cada compuesto, b) comprobar si los números del apartado a) cumplen la **Ley de las proporciones múltiples.**

Solución

a) Para calcular la masa de nitrógeno por gramo de oxígeno en cada compuesto, tenemos:

Compuesto 1:

$$13{,}60\text{ g O} \rightarrow 23{,}80\text{ g N}$$

$$1{,}00\text{ g O} \rightarrow X\text{ g N}$$

X= 1,75 g de N

Se procede de la misma forma para los **compuestos 2 y 3**, obteniéndose **0,88 g N** y **0,44 g N** para los compuestos 2 y 3, respectivamente.

b) Las relaciones de masas de nitrógeno por gramo de oxígeno son:

Compuesto	Masa N / masa de O
1	23,8 /13,6 = 1,75
2	10,5 / 12,0 = 0,88
3	9,1 / 20,8 = 0,44

Podemos ver que estas cantidades están en la relación siguiente:

$$\frac{1{,}75}{0{,}44} : \frac{0{,}88}{0{,}44} : \frac{0{,}44}{0{,}44} = 4 : 2 : 1$$

Es decir, las relaciones están de acuerdo con la **ley de las proporciones múltiples → 4 : 2 : 1**

9 Dependiendo de las condiciones experimentales 14 g de nitrógeno pueden reaccionar con 8 g, 16 g, 24 g, 32 g y 40 g de oxígeno para dar cinco óxidos diferentes. Comprobar que se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples.

Solución

A los cinco óxidos diferentes les llamamos óxido I, II, III, IV y V.

Las diferentes masas de oxígeno (O) que se combinan con una cantidad fija de nitrógeno (N), guardan las relaciones siguientes (dividiendo las masas de oxígeno, por ejemplo, por el más pequeño, que es el óxido I):

$$\frac{\text{m óxido V}}{\text{m óxido I}} = \frac{40\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{5}{1}; \quad \frac{\text{m óxido IV}}{\text{m óxido I}} = \frac{32\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{4}{1}$$

$$\frac{\text{m óxido III}}{\text{m óxido I}} = \frac{24\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{3}{1}; \quad \frac{\text{m óxido II}}{\text{m óxido I}} = \frac{16\text{ g}}{8\text{ g}} = \frac{2}{1}$$

Relaciones de números enteros sencillos, luego **se cumple la Ley de Dalton.**

Podría haberse escogido las masas de oxígeno de cualquier pareja de óxidos, como por ejemplo:

$$\frac{\text{m Ox (III)}}{\text{m Ox (IV)}} = \frac{24\text{ g}}{32\text{ g}} = 0{,}75 = \frac{0{,}75}{1} = \frac{0{,}75 \times 4}{1 \times 4} = \frac{3}{4}$$

10 Se analizan dos muestras de gases, obteniéndose 1,908 g de carbono y 2,544 g de oxígeno en el primero, y 13,188 g de carbono y 35,168 g de oxígeno en el segundo. *a)* ¿Son muestras de un mismo compuesto? *b)* Si no es así, comprobar si se cumple la Ley de las proporciones múltiples.

Solución

a) Por la **Ley de las proporciones definidas**, los cocientes entre las cantidades de sustancias que se combinan en una reacción química son constantes. Y un material se puede considerar que es un **compuesto químico** si la relación de las masas de sus componentes es constante.

Si utilizamos los valores que nos da el enunciado del problema tenemos que:

Compuesto 1:

$$\left[\frac{m_C}{m_O}\right]_1 = \frac{1{,}908}{2{,}544} = 0{,}750$$

Compuesto 2:

$$\left[\frac{m_C}{m_O}\right]_2 = \frac{13{,}188}{35{,}168} = 0{,}375$$

Como podemos observar estas relaciones no son iguales, por tanto, podemos asegurar que NO se trata de la misma sustancia, **son compuestos diferentes**.

b) Para responder a la segunda cuestión, es decir, si se cumple la **Ley de las proporciones múltiples**, tenemos que calcular las cantidades de oxígeno que se combinan con una misma cantidad de carbono, por tanto, hay que calcular la cantidad de oxígeno que corresponde a 1,908 g de carbono en el segundo compuesto, es decir:

$$13{,}188 \text{ g C} \rightarrow 35{,}168 \text{ g O}$$

$$1{,}908 \text{ g C} \rightarrow \text{X g O}$$

$$m_O = 1{,}908 \text{ g C} \times \frac{35{,}168 \text{ g O}}{13{,}188 \text{ g C}} = 5{,}088 \text{ g O}$$

A continuación, comprobamos las cantidades de oxígeno que reaccionan con 1,908 g de carbono:

$$\frac{[m_O]_1}{[m_O]_2} = \frac{2{,}544}{5{,}088} = 0{,}50 = \frac{0{,}50}{1} = \frac{0{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$$

Es decir, **se cumple la ley de las proporciones múltiples.**

11 Sabiendo que 2,00 g de sodio, Na, se combinan con 3,08 g de cloro, Cl, para formar un compuesto **A**; 1,00 g de cloro con 0,22 g de oxígeno para formar un compuesto **B** y que 1,00 g de oxígeno reacciona con 2,87 g de Na para dar el compuesto **C**. Comprobar si se cumple la **Ley de las proporciones reciprocas**.

Solución

Ley de Richter: *Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de otro elemento son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos.*

Compuesto A: 2,00 g Na con 3,08 g de Cl

Compuesto B: 0,22 g de O con 1,00 g de Cl

Compuesto C: 1,00 g de O con 2,87 g de Na

$$\frac{\text{Na}}{\text{Cl}} = \frac{2{,}00}{3{,}08} = 0{,}64 = \frac{0{,}64}{1{,}00}$$

$$\frac{\text{Cl}}{\text{O}} = \frac{1{,}00}{0{,}22} = 4{,}55 = \frac{4{,}55}{1{,}00}$$

$$\frac{\text{Na}}{\text{O}} = \frac{2{,}87}{1{,}00}$$

$$\frac{\frac{\text{Na}}{\text{O}}}{\frac{\text{Cl}}{\text{O}}} = \frac{2{,}87}{4{,}55} \cong 0{,}64 = \frac{0{,}64}{1{,}00} = \frac{\text{Na}}{\text{Cl}}$$

Por lo que se cumple la Ley de Richter.

12 El estaño (Sn) y el oxígeno (O) se combinan para formar dos óxidos diferentes. Uno contiene 78,77% de Sn y el otro 88,12% de Sn. a) Encuentre el **peso equivalente** de Sn en cada uno de los dos óxidos y b) demuestre que los valores concuerdan con lo indicado en la ley de las proporciones múltiples (Ley de Dalton).

Solución

a) Por definición del peso equivalente gramo (p. eq. g.) será la cantidad de Sn que se combine con 8,00 g de oxígeno o con 1,008 g de hidrógeno. Así para:

Óxido 1.º Se encuentra que el oxígeno combinado en 100 g del óxido es igual a:

$$100 - 78{,}77 = 21{,}23 \text{ g de oxígeno}$$

Por lo tanto:

$$21{,}23 \text{ g O} \rightarrow 78{,}77 \text{ g Sn}$$

$$8{,}00 \text{ g O} \rightarrow \text{X g Sn}$$

$$\frac{78{,}77 \text{ g Sn}}{21{,}23 \text{ g O}} = \frac{\text{X g Sn}}{8{,}00 \text{ g O}}$$

X = 29,68 g = Peso equivalente gramo del Sn

Óxido 2.º

$$\frac{88{,}12 \text{ g Sn}}{11{,}88 \text{ g O}} = \frac{\text{X g Sn}}{8{,}00 \text{ g O}}$$

X = 59,34 g = Peso equivalente gramo de Sn

b) Por tanto, la relación entre los pesos equivalentes gramo en los dos óxidos es

$$\frac{29{,}68}{59{,}34} = 0{,}5 = \frac{0{,}50}{1} = \frac{0{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$$

Que es una relación de números enteros sencillos, luego **sí se cumple la Ley de las proporciones múltiples de Dalton**.

13 El cobre reacciona con el cloro para formar dos compuestos diferentes. El compuesto I contiene 64,20 g de cobre y 35,80 g de cloro. El compuesto II contiene 47,27 g de cobre y 52,73 g de cloro. ¿Cuál es la relación de masa de cobre a la masa de cloro para cada compuesto? Indique si se cumple **ley de las proporciones múltiples**.

Solución

Para que se cumpla ley de las proporciones múltiples las masas de un elemento se deben combinar con las masas del otro elemento en una razón de números enteros pequeños. Por lo tanto, las masas de cobre en los dos compuestos se deben combinar con una masa fija de cloro en una relación de números enteros pequeños entre sí.

Compuesto I: la masa de cobre por 1 gramo de cloro es:

$$64{,}20 \text{ g Co} \rightarrow 35{,}80 \text{ g Cl}$$

$$X \text{ g Co} \rightarrow 1{,}00 \text{ g Cl}$$

$$X \text{ Co} = 1{,}00 \text{ g Cl} \times \frac{64{,}20 \text{ g Co}}{35{,}80 \text{ g Cl}} = 1{,}79 \text{ g Co}$$

Compuesto II: la masa de cobre por 1 gramo de cloro es:

$$47{,}27 \text{ g Co} \rightarrow 52{,}73 \text{ g Cl}$$

$$X \text{ g Co} \rightarrow 1{,}00 \text{ g Cl}$$

$$X \text{ Co} = 1{,}00 \text{ g Cl} \times \frac{47{,}27 \text{ g Co}}{52{,}73 \text{ g Cl}} = 0{,}89 \text{ g Co}$$

Podemos ver que las masas obtenidas están en la relación siguiente:

$$\frac{1{,}79 \text{ g Co}}{0{,}89 \text{ g Cl}} \cong \frac{2}{1}$$

Es decir, las masas de cobre en los dos compuestos se combinan con una masa fija de cloro en una relación **2/1**; por lo tanto **sí se cumple la ley de las proporciones múltiples** en este caso.

14 Se hace reaccionar el oxígeno con el níquel para dar uno o dos compuestos. La tabla siguiente indica las cantidades de ambos elementos que reaccionan totalmente. *a)* Indica si se forma en las tres reacciones el mismo **compuesto**. Razona la respuesta. *b)* Si se forman compuestos diferentes comprueba que cumplan la **ley de las proporciones múltiples.**

Reacción	Masa Níquel	Masa oxígeno
A	235,8	64,2
B	71,0	29,0
C	21,3	8,7

Solución

a) Para determinar si se forma o no el mismo compuesto calcularemos la proporción en que han reaccionado níquel y oxígeno en cada compuesto. Según la ley de Proust si se trata del mismo compuesto la proporción será la misma.

Reacción A:

$$R_A = \frac{235{,}8 \text{ g Ni}}{64{,}2 \text{ g O}} = 3{,}67 \text{ g Ni/O}$$

Reacción B:

$$R_B = \frac{71{,}0 \text{ g Ni}}{29{,}0 \text{ g O}} = 2{,}45 \text{ g Ni/O}$$

Reacción C:

$$R_C = \frac{21{,}3 \text{ g Ni}}{8{,}7 \text{ g O}} = 2{,}45 \text{ g Ni/O}$$

En la reacción B y C se obtiene el mismo compuesto pero diferente al compuesto A.

b) Vamos a demostrar ahora que entre los compuestos A y B, que son diferentes y ambos formados por Ni y O, se cumple la ley de las proporciones múltiples: *Cuando dos elementos, (Ni y O), reaccionan entre sí para formar compuestos diferentes (Compuesto A y B), las cantidades de uno de los elementos (en nuestro caso Ni) que reaccionan con una misma cantidad del otro (en nuestro caso 1 g de O) se encuentran en una relación de números enteros sencillos.*

— Mediante las proporciones que determinamos en el apartado *a)* sabemos:

Reacción A:

$$R_A = 3{,}67 \text{ g } \frac{\text{Ni}}{\text{O}} \rightarrow$$ **3,67 g de Ni reaccionan con 1 g de oxígeno**

Reacción B:

$$R_B = 2{,}45 \text{ g } \frac{\text{Ni}}{\text{O}} \rightarrow$$ **2,45 g de Ni reaccionan con 1 g de oxígeno**

— Calculamos ahora la proporción en que se encuentran las dos cantidades del Ni y comprobamos si se trata de una relación de números sencillos:

$$R_A = \frac{3{,}67 \text{ g Ni reaccionan con 1 g O}}{2{,}45 \text{ g Ni reaccionan con 1 g O}} = 1{,}498 \cong 1{,}5 = \frac{3}{2}$$

La ley de las proporciones múltiples se cumple para estos dos compuestos.

15 El hidrógeno reacciona con el oxígeno para dar agua en la proporción (2 g H / 16 g O). En un recipiente se mezclan 36 g H con 200 g O. ¿Qué masa de agua se formará? ¿En qué ley o leyes se basa para resolver esta cuestión?

Solución

Se acuerdo con el enunciado la proporción en la que, siempre, según la **ley de Proust**, debe reaccionar el hidrógeno con el oxígeno para dar agua es:

$$R = \frac{16 \text{ g oxígeno}}{2 \text{ g hidrógeno}} = \frac{8 \text{ g oxígeno}}{1 \text{ g hidrógeno}}$$

En el caso del problema tenemos la relación siguiente:

$$R = \frac{200 \text{ g oxígeno}}{36 \text{ g hidrógeno}} = 5{,}56 \text{ g de oxígeno/hidrógeno}$$

Podemos ver que la mezcla no se ha hecho en la proporción adecuada para que se cumpla la ley de Proust, ya que el hidrógeno está en exceso, por lo que el oxígeno reaccionará completamente, y la masa de hidrógeno que reaccionará será:

Masa Hidrógeno que reacciona: según la **Ley de Proust.**

$$8 \text{ g de oxígeno} \xrightarrow{\text{reaccionan}} 1 \text{ g hidrógeno}$$

$$200 \text{ g de oxígeno} \xrightarrow{\text{reaccionan}} X \text{ g hidrógeno}$$

$$\frac{200 \text{ g oxígeno}}{X \text{ g hidrógeno}} = \frac{8 \text{ g oxígeno}}{1 \text{ g hidrógeno}}$$

X = 25 g de hidrógeno

Masa de Hidrógeno que queda sin reaccionar:

36 g hidrógeno – 25 g hidrógeno = **9 g hidrógeno quedan sin reaccionar**

según la **Ley de Lavoisier:**

25 g hidrógeno + 200 g oxígeno= **225 g H_2O se forman**

Para resolver este problema nos hemos basado en la ley de las proporciones definidas de J. Proust que dice que cuando dos o más elementos químicos se combinan entre sí para dar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una proporción de masa definida y constante.

Y también en la ley de la conservación de la masa de Lavoisier que dice que el peso total de las sustancias que reaccionan coincide con el peso total de las sustancias que se forman.

16 El análisis de un compuesto de azufre e hidrógeno nos indica que por cada 14,80 g de azufre hay 0,93 g de hidrógeno. Por otro lado, en un compuesto de azufre y calcio, por cada 12,00 g de azufre hay 15,00 g de calcio. Con estos datos, hallar el peso equivalente del calcio.

Solución

Lo primero que debemos calcular son las cantidades de hidrógeno y calcio que se combinan con la misma cantidad de azufre, por ejemplo, con la cantidad del primer compuesto, 14,80 g:

$$12{,}00 \text{ g de azufre} \xrightarrow{\text{se combinan}} 15{,}00 \text{ g de calcio}$$

$$14{,}80 \text{ g de azufre} \xrightarrow{\text{se combinan}} X \text{ g de calcio}$$

$$\frac{12{,}00 \text{ g azufre}}{15{,}00 \text{ g calcio}} = \frac{14{,}80 \text{ g azufre}}{X \text{ g calcio}}$$

X = 18,50 g de calcio

Por tanto, 18,50 g de calcio y 0,93 g de hidrógeno se combinan con la misma cantidad de azufre (14,80 g), por lo que el peso equivalente del calcio (cantidad de calcio que se combine con 1,008 g de hidrógeno o con 8,00 g oxígeno) será:

$$0{,}93 \text{ g hidrógeno} \rightarrow 18{,}50 \text{ g calcio}$$

$$1{,}008 \text{ g hidrógeno} \rightarrow X \text{ g calcio}$$

$$\frac{18{,}50 \text{ g calcio}}{0{,}93 \text{ g hidrógeno}} = \frac{X\ (P_{eq}.\ \text{calcio})}{1{,}008\ (P_{eq}.\ \text{hidrógeno})}$$

$$X\ (P_{eq.\ calcio}) = 20{,}05$$

17 Al analizar dos muestras de compuestos de hierro, se encontraron las siguientes composiciones: Muestra A: 15,43 g de hierro y 3,32 g de oxígeno. Muestra B: 24,42 g de hierro y 5,28 g de oxígeno. Explicar, razonadamente, si se trata del **mismo compuesto**.

Solución

Compuesto A : $\frac{15{,}43 \text{ g hierro}}{3{,}32 \text{ g oxígeno}} = 4{,}6 \frac{\text{g hierro}}{\text{g oxígeno}}$

Compuesto B : $\frac{24{,}42 \text{ g hierro}}{5{,}28 \text{ g oxígeno}} = 4{,}6 \frac{\text{g hierro}}{\text{g oxígeno}}$

Sí que son el mismo compuesto porque están en la misma proporción, y según la **Ley de Proust**, *siempre que dos elementos reaccionan para dar un mismo compuesto lo hacen en una proporción en masa fija o constante*.

18 Se analizan dos compuestos: Compuesto A está formado por: 46 g de Na y 16 g de O; y el Compuesto B está formado por: 16 g de S y 16 g de O. Calcular: *a)* en qué posible proporción se combina el Na y el S. *b)* Si al analizar 3,9 g de un compuesto formado por estos elementos (Na y S) se obtienen: 2,3g de Na y 1,6 g de S, demostrar que se cumple la ley de Richter.

Solución

a) Calculamos en qué posible proporción se combina el Na y el S.

En el **Compuesto A** formado por Na y O se obtiene que:

$$R_A = \frac{\text{masa Na}}{\text{masa O}} = \frac{46 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 2{,}87$$

En el **Compuesto B** formado por S y O se tiene que:

$$R_B = \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} = \frac{16 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 1{,}00$$

Por lo tanto:

$$\frac{\frac{\text{masa Na}}{\text{masa O}}}{\frac{\text{masa S}}{\text{masa O}}} = \frac{R_A}{R_B} = \frac{2{,}87 \text{ g}}{1{,}00 \text{ g}} = 2{,}87 \text{ g}$$

Lo que significa que al combinarse el Na y el S lo harán en una **relación de masas de 2,87 g de Na por cada gramo de S (1 g S)** o bien un múltiplo o submúltiplo (**Ley de Richter**: *Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de otro elemento son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos*).

b) Sí al analizar 3,9 g de un compuesto formado por estos elementos (Na y S) se obtienen: 2,3 g de Na y 1,6 g de S, demostrar que se cumple la ley de Richter.

En el **Compuesto C** formado por Na y S se tiene:

$$R_C = \frac{\text{masa Na}}{\text{masa S}} = \frac{2{,}3\text{ g}}{1{,}6\text{ g}} = 1{,}44$$

Como ya hemos visto en el apartado *a)*:

$$\frac{R_A}{R_B} = 2{,}87$$

$$\frac{2{,}87}{1{,}44} = 1{,}99 \cong 2 = \frac{2}{1}$$

$$\frac{R_A}{R_B} = R_C \times 2$$

Se cumple la ley de Richter, por que el valor hallado teóricamente es un múltiplo entero del valor experimental.

19 Si se tiene la reacción,

$$2\ C_2H_6\,(g) + 7\ O_2\,(g) \rightarrow 4\ CO_2\,(g) + 6\ H_2O\ (g)$$

a) ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para la combustión completa de 20 litros de etano (C_2H_6), si todos los gases se miden a la misma temperatura y presión? *b)* ¿Qué volumen de dióxido de carbono, CO_2, se produce?

Solución

a) Según la **ley de los volúmenes de combinación** (Gay-Lussac): *en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de números enteros sencillos*.

Por tanto, por ser gases todos los compuestos que intervienen y estar en las mismas condiciones de presión y temperatura, tenemos que:

$$2\ C_2H_6\,(g) + 7\ O_2\,(g) \rightarrow 4\ CO_2\,(g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Al analizar la reacción se observa que 2 volúmenes de C_2H_6 (g) necesitan 7 volúmenes de O_2 (g), lo que es equivalente a decir que 2 litros de C_2H_6 (g) necesitan 7 litros de oxígeno. Si hacemos una simple regla de tres encontraremos el volumen de O_2 (g) necesario para quemar 20 litros de etano, así:

$$2\text{ L de } C_2H_6\,(g) \rightarrow 7\text{ L de } O_2\,(g)$$

$$20\text{ L de } C_2H_6\,(g) \rightarrow X\text{ L de } O_2\,(g)$$

$$X\text{ L } O_2 = \frac{20\text{ L } C_2H_6 \times 7\text{ L } O_2}{2\text{ L } C_2H_6} = 70\text{ L } O_2$$

luego se necesitan **70 L de O_2 (g)** para la combustión completa de los 20 L de etano .

b) La reacción también nos dice que 2 L de C_2H_6 (g) producen 4 L de CO_2 (g), luego con una regla de tres tenemos:

$$2\ C_2H_6\ (g) + 7\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

$$2\ L\ de\ C_2H_6\ (g) \rightarrow 4\ L\ CO_2\ (g)$$

$$20\ L\ de\ C_2H_6\ (g) \rightarrow X\ L\ CO_2\ (g)$$

$$X\ L\ CO_2 = \frac{20\ L\ C_2H_6 \times 4\ L\ CO_2}{2\ L\ C_2H_6} = 40\ L\ CO_2$$

$$X = 40\ L\ CO_2\ (g)$$

20 a) Calcular el volumen de oxígeno que reacciona con 5 L de hidrógeno, *b)* determinar el volumen de agua (gas) que se forma. Todos los gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura. Enunciar la Ley que se aplica.

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (gas)$$

Solución

a) Por ser gases todos los compuestos que intervienen y estar en las mismas condiciones de presión y temperatura tenemos que aplicar la **Ley de los volúmenes de combinación** (Gay-Lussac): *en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.*

Como tenemos que:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (gas)$$

$$2\ L\ de\ H_2\ (g) \rightarrow 1\ L\ de\ O_2\ (g)$$

$$5\ L\ de\ H\ (g) \rightarrow X\ L\ de\ O_2\ (g)$$

$$X\ L\ O_2 = \frac{5\ L\ H_2 \times 1\ L\ O_2}{2\ L\ H_2} = 2{,}5\ L\ O_2$$

Por lo que tenemos que reaccionarán **2,5 L de oxígeno** con los 5 L de hidrógeno.

b) La reacción también nos dice que 2 L de H_2 (g) producen 2 L de H_2O(g), luego con una regla de tres tenemos:

$$2\ L\ de\ H_2\ (g) \rightarrow 2\ L\ H_2O\ (g)$$

$$5\ L\ de\ H_2\ (g) \rightarrow X\ L\ H_2O\ (g)$$

$$X\ L\ H_2O = \frac{5\ L\ H_2 \times 1\ L\ H_2O}{2\ L\ H_2} = 5\ L\ H_2O$$

Luego se forman **5 L de agua (gas).**

Autoevaluación

1 Cuando se queman 3,2 g de azufre, se consumen 3,2 g de oxígeno y se forma dióxido de azufre. ¿Cuántos gramos de este producto se formarán? ¿Qué ley se aplica para realizar el cálculo anterior?

Solución

Se obtienen **6,6 gramos de dióxido de azufre.**

Se aplica la **ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier**: *la suma de las masas de los reactivos ha de ser igual a la suma de las masas de los productos de la reacción.*

2 El cloro se combina con el estaño para dar el compuesto cloruro de estaño. Las cantidades de estaño y de cloro en diferentes experimentos son:

Elemento	I	II	III	IV
Cloro	1,385	1,234	0,712	0,615
Estaño	2,322	2,071	1,845	1,032

Teniendo en cuenta estos datos, ¿qué cantidad de cloruro de estaño obtendremos a partir de 5 g de estaño? ¿Son todas las medidas de la serie correctas? ¿Qué Ley se debe aplicar?

Solución

Para poder calcular la cantidad de cloruro de estaño a partir de 5 g de estaño hay que aplicar la **Ley de las Proporciones definidas**: *la relación entre las masa de los elementos que reaccionán para dar un compuesto debe ser constante.*

La **tercera medida** de la serie no coincide con el resto, así que podemos asegurar que esa medida no corresponde a la misma reacción que las otras, no es correcta.

La masa de cloruro de estaño obtenida a partir de 5 g de estaño es: ***m* Cloruro estaño = 9,98 g.**

3 La blenda, ZnS, principal mena del cinc, tiene una composición del 32,91% en S. De acuerdo con la **Ley de las proporciones definidas**, ¿cuánto cinc estará presente en un trozo de blenda que contiene 100,0 g de azufre, S?

Solución

Teniendo en cuenta la ley de las proporciones definidas, un trozo de blenda que contiene 100,0 g de S, tendrá $\rightarrow$ **203,86 gramos de Zn.**

4 En el amoniaco el nitrógeno (N) y el hidrógeno (H) se encuentran en la relación: N/H = 4,63/1,00. Hallar la cantidad de amoniaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de hidrógeno. Cite la ley que aplica.

Solución

De acuerdo con la **Ley de las proporciones definidas**, la cantidad de amoniaco que se obtendría será $\rightarrow$ **16,16 g de amoniaco.**

5 El carbono y el oxígeno se combinan para dar dióxido de carbono en la proporción: 12 gramos de carbono y 32 gramos de oxígeno. ¿Qué cantidad de oxígeno se necesita para obtener 250 gramos de dióxido de carbono? Cite la Ley que aplica.

Solución

Teniendo en cuenta la **Ley de la conservación de la masa** y la **Ley de las proporciones definidas** tenemos que la cantidad de oxígeno se necesita para obtener 250 gramos de dióxido de carbono será → **X = 181,8 g de oxígeno.**

6 El análisis de dos óxidos de cromo, muestran que 2,510 g del óxido I contienen 1,305 g de cromo, Cr, y que 3,028 g del óxido II contienen 2,072 g de Cr. Demostrar que se cumple la **Ley de las proporciones múltiples**.

Solución

Ley de las proporciones múltiples: *Las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en relación de números enteros sencillos.*

La relación entre las dos cantidades de Cr en el óxido I y el óxido II que se combinan con la misma cantidad de oxígeno (1,205 g de O), es la siguiente:

$$\frac{1{,}305\ \text{g}}{2{,}611\ \text{g}} = 0{,}50 = \frac{0{,}50}{1} = \frac{0{,}50 \times 2}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$$

Se cumple la ley de las proporciones múltiples.

7 Al analizar cinco óxidos de nitrógeno se obtienen los siguientes resultados:

Muestra	% N	% O
Óxido 1	63,64	36,36
Óxido 2	46,67	53,33
Óxido 3	36,84	63,13
Óxido 4	30,43	69,57
Óxido 5	25,93	74,07

Comprobar si se cumple la **Ley de las proporciones múltiples de Dalton.**

Solución

La cantidad fija de nitrógeno, 25,93 g (se elige la cantidad menor para que el resultado nos salgan múltiplos enteros), se combina con pesos de oxígeno que guardan entre sí relaciones sencillas y, por tanto, **sí se cumple la Ley de Dalton**.

$$\frac{X_5}{X_1} = \frac{74{,}07}{14{,}81} = 5 \qquad \frac{X_4}{X_1} = \frac{59{,}28}{14{,}81} = 4 \qquad \frac{X_2}{X_1} = \frac{29{,}63}{14{,}81} = 2$$

$$\frac{X_3}{X_1} = \frac{44{,}46}{14{,}81} = 3 \qquad \frac{X_1}{X_1} = \frac{14{,}81}{14{,}81} = 1$$

8 Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el primer compuesto hay 8,0 g de A por cada 26 g de compuesto. El segundo compuesto tiene una composición centesimal de 25% de A y 75% de B. Comprobar, razonadamente, si se cumple la **Ley de las proporciones múltiples:**

Solución

Las cantidades dadas en el enunciado están en la relación siguiente:

$$\frac{0{,}44}{0{,}33} = \frac{4 \times 0{,}11}{3 \times 0{,}11} = \frac{4}{3}$$

Por tanto, se cumple la Ley de Dalton.

9 Dependiendo de las condiciones experimentales, 71 g de cloro, pueden reaccionar con 16 g, 48 g, 80 g o 112 g de oxígeno para formar cuatro compuestos gaseosos distintos. Comprobar si se cumple la **ley de las proporciones múltiples de Dalton**.

Solución

En los cuatro compuestos las relaciones entre las masas de oxígeno que reaccionan con la misma cantidad, 71 g, de cloro son:

$$\frac{m\ (O)_{II}}{m\ (O)_{I}} = \frac{3}{1}; \quad \frac{m\ (O)_{III}}{m\ (O)_{I}} = \frac{5}{1}; \quad \frac{m\ (O)_{IV}}{m\ (O)_{I}} = \frac{7}{1};$$

$$\frac{m\ (O)_{IV}}{m\ (O)_{II}} = \frac{7}{3}; \quad \frac{m\ (O)_{III}}{m\ (O)_{II}} = \frac{5}{3};$$

Por tanto, **se cumple la Ley de las proporciones múltiples.**

10 Tenemos los compuestos siguientes: sulfuro de hidrógeno, donde se combinan 1 g de H con 16 g de S; hidruro de calcio, en el que se combinan 1 g de H con 20 g de calcio y el sulfuro de calcio, donde se combinan 16 g de S con 20 g de ca. Comprobar, razonadamente, si en estos tres compuestos se cumple la Ley de las proporciones recíprocas de Richter.

Solución

Si se cumple la Ley de las proporciones reciprocas de Richter, pues la masa de azufre y de calcio que se combinan con una cantidad fija de hidrógeno para formar los dos primeros compuestos guardan la misma proporción que cuando se combinan entre sí estos dos elementos para formar un tercer compuesto, el sulfuro de calcio.

11 El carbono y el oxígeno se combinan para formar dos compuestos. Una muestra del compuesto I contiene 1g de carbono y 2,66 g de oxígeno; y una muestra del compuesto II contiene 1 g de carbono y 1,33 g de oxígeno. Indique si se cumple la **ley de las proporciones múltiples** y si son dos **compuestos diferentes o no**.

Solución

Las masas de oxígeno en los dos compuestos se combinan con una masa fija de carbono en una relación 2:1 por lo tanto **sí se cumple la ley de las proporciones múltiples** en este caso.

Estamos hablando de **dos compuestos diferentes** porque en el primer compuesto la razón de masa es 2,66 y en el segundo de 1,33.

12 Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, *a)* ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?; *b)* a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán? Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

Solución

a) Se forman **40 g de óxido** según **Ley Lavoisier.**

b) Según la **Ley de Proust: se formarán 4 g oxígeno.**

13 Decir si el enunciado que va en cursiva es verdadero o falso: «si hacemos reaccionar 1 gramo de sodio con 1,54 g de cloro obtenemos 2,54 g de cloruro de sodio, y *si lo que queremos obtener es 3 g de cloruro de sodio tendremos que hacer reaccionar 1 g de sodio con 2 g de cloro*». ¿Qué Leyes aplica?

Solución

Masa de producto que se forma = 1,00 g Na + 1,35 g Cl = **2,35 g NaCl**.

Por lo que para obtener 3 g de ClNa harán falta 1,28 g.

Luego es falso el enunciado en cursiva y las Leyes que se aplican son: la **Ley de Proust y** la **Ley de Lavoisier.**

14 El peso equivalente-gramo del aluminio (Al) es 9,0 g y el del cloro (Cl) es 35,5 g ¿Cuántos gramos de aluminio se combinarán con 15,26 g de cloro?

Solución

Teniendo en cuenta los pesos equivalente gramo dados en el enunciado, se combinarán **3,86 g de aluminio con los 15,26 g de cloro.**

15 El análisis de 4,198 g de óxido de magnesio mostró que contenía 1,666 g de oxígeno (O) y 2,532 g de magnesio (Mg). A partir de los datos anteriores calcule el peso equivalente gramo (p.eq.g.) del magnesio.

Solución

X = 12,16 g de magnesio, peso equivalente-gramo del Mg.

16 Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, *a)* ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?; *b)* a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán? Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

Solución

a) **Se forman 40 g de óxido tendiendo en cuenta la ley de Lavoisier.**

b) Debemos aplicar la Ley de Proust o de las proporciones definidas.

Se formarán X = 4 g oxígeno (Ley de Proust) a partir de 6 g de magnesio.

17 Al analizar dos compuestos formados por cobre (Cu) y oxígeno (O), se obtiene: **Compuesto A**: masa Cu = 6,350 g y masa O = 0,800 g; y **Compuesto B**: masa Cu 0 3,175 g y masa O = 0,800 g. Indicar si se cumple la **ley de Dalton**.

Solución

Como la relación entre las masas de cobre en los dos compuestos puede expresarse con números enteros sencillo **se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples**.

$$\frac{7{,}937}{3{,}968} \cong \frac{8}{4} = \frac{2}{1}$$

18 Sabiendo que 10 g de un elemento X se combina con 2 g de Cloro (Cl) y que, además, 71 g de Cl, se combinan con 16 g de oxígeno, calcular el peso equivalente o de combinación del elemento X.

Solución

Peso equivalente de un elemento o compuesto se enuncia como: *la cantidad del mismo que se combina o reemplaza —**equivale químicanente**— a 8,000 partes de oxígeno o 1,008 partes de hidrógeno*.

El peso de combinación del elemento X; es 177,5 g: Peq X = 177,5 g.

19 Calcular la cantidad, en litros, de dióxido de carbono (gas) que se puede producir a partir de 4,85 litros de oxígeno (gas), cuando ambos gases se miden a la misma presión y temperatura. ¿Qué Ley se aplica?

$$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g)$$

Solución

Se aplica la **Ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación** y se pueden producir **9,70 Litros de dióxido de carbono.**

20 Calcular el número de litros de dióxido de nitrógeno gaseoso que pueden prepararse a partir de 4,25 L de monóxido de nitrógeno gaseoso, medidos todos a la misma presión y temperatura. Enuncie la Ley que aplica.

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Solución

Se aplica la **Ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación** y se pueden producir **4,25 Litros de dióxido de nitrógeno.**



El lenguaje de la química

Contenidos

— Sustancias y mezclas. Elementos y compuestos.

— Símbolos y fórmulas.

— Masas atómicas y moleculares.

— Concepto de mol. Número de Avogadro. Masa molar.

— Densidad. Volumen molar.

— Determinación de la fórmula de un compuesto. Fórmula empírica y molecular. Composición centesimal.

— Ecuaciones químicas. Ajuste de las ecuaciones químicas.

— Cálculos estequiométricos: Cálculos peso-peso, peso-volumen y volumen-volumen. Tanto por ciento de pureza. Rendimiento de las reacciones químicas. Reactivo limitante.

Objetivos

— Conocer y diferenciar los distintos tipos de materia según su composición química (mezclas, sustancias puras, etc.), así como las principales técnicas de separación que se pueden utilizar.

— Comprender los conceptos de elemento y compuesto, y saber utilizar los símbolos y fórmulas.

— Diferenciar los conceptos de masa atómica y masa molecular.

— Comprender el concepto de mol y aplicarlo para determinar cantidades de sustancias expresadas en mol o gramos, así como para la resolución de problemas, en relación a la masa y número de moléculas, aplicables a cualquier sustancia.

— Conocer la relación entre el concepto actual de mol y los de átomo gramo y molécula-gramo.

— Apreciar la importancia del Número de Avogadro como nexo entre el mundo atómico y el macroscópico.

— Aplicar el concepto de volumen molar a los cálculos de masas moleculares de gases, relación entre la masa y el volumen molar de un gas.

— Dada una sustancia, calcular su composición centesimal conocida su fórmula molecular o viceversa, la fórmula empírica a partir de su composición centesimal.

— Comprender el significado de las ecuaciones químicas y utilizar correctamente su información para realizar cálculos estequiométricos.

— Determinar los coeficientes apropiados para las ecuaciones químicas y saber ajustarlas por tanteo.

— Deducir información a partir de la ecuación de una reacción química dada.

— Utilizar los factores de conversión en los cálculos estequiométricos y saber realizar cálculos estequiométricos basados en las reacciones.

— Comprender el concepto de rendimiento de una reacción química, y su importancia en el mundo de la investigación y la industria.

— Saber calcular el rendimiento de las reacciones, así como la cantidad de producto obtenido conociendo el rendimiento de la reacción.

— Definir y aplicar correctamente los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso.

Introducción

A lo largo de la vida el ser humano busca ordenar las cosas que nos rodean y, para ello, las agrupa de acuerdo con sus similitudes. Del mismo modo, los químicos siempre han intentado clasificar los distintos tipos de materia de acuerdo con sus propiedades observables, pues la Química estudia fundamentalmente la composición, estructura y las propiedades de la materia y sus transformaciones por medios físicos o químicos.

Las diferentes clases de materia se llaman *sustancias*, por lo que la química es la ciencia que estudia las sustancias: su estructura, sus propiedades y las reacciones que las transforman en otras sustancias. Asimismo, esta ciencia también se interesa en identificar la parte más pequeña de una sustancia que conserva las propiedades de dicha sustancia.

Pero para continuar avanzando en sus descubrimientos, los químicos tenían que comunicar sus resultados de un modo rápido y claro. El método para lograrlo fue inventar un lenguaje propio, *El Lenguaje de la Química*. Así, los elementos empezaron a ser representados mediante símbolos y los compuestos, por el hecho de ser combinaciones de elementos, se representaron mediante las combinaciones adecuadas de los símbolos de los elementos, naciendo las llamadas *fórmulas químicas.* Éstas y sus reglas de escritura nos permiten expresar, de una manera sencilla y racional, todos los compuestos que se conocen actualmente, así como los que se puedan conocer o descubrir en el futuro.

El conocimiento del lenguaje de la química nos permite familiarizarnos con algunos de los términos más elementales que utilizan los químicos, con los conceptos que describen el comportamiento de la materia, así como con los métodos generales que emplean para hacer medidas y expresar sus resultados.

Las reacciones químicas siempre implican un cambio, por ello, los químicos utilizan las denominadas *ecuaciones químicas* para describir estas reacciones que se observan en la naturaleza y en los laboratorios. Estas ecuaciones nos proporcionan los medios para: resumir una reacción, mostrar las sustancias que reaccionan y los productos que se obtienen, así como indicar las cantidades de todas las sustancias que intervienen en la reacción. Los cálculos realizados, a partir de estas ecuaciones químicas balanceadas, son muy importantes pues nos permiten calcular la cantidad de producto y ajustarla a las necesidades de la investigación o de la industria, reduciendo al mínimo el desperdicio o el exceso de materiales que se forman durante las reacciones.

En esta unidad, en primer lugar, se estudia cómo puede clasificarse la materia en sustancia pura, mezcla homogénea o heterogénea, elemento o compuesto. Estos compuestos se representan con fórmulas químicas que están constituidas por los símbolos de los elementos constituyentes. Por ello, se aprenderá a deducir y escribir las

fórmulas químicas, y a utilizar la información incorporada en las mismas, pues sirven de base en la determinación de masas moleculares, masas molares, composiciones centesimales, etc.

Después, se abordarán los conceptos de masa atómica y masa molecular, y sus homólogos a escala macroscópica, átomo–gramo y molécula-gramo. Asimismo, se estudiará cómo pueden utilizarse las masas atómicas para determinar las fórmulas de las sustancias y para calcular las cantidades de sustancias que participan en las reacciones químicas.

Las cantidades de materia manejadas en el laboratorio contienen un número enorme de moléculas. A fin de facilitar los cálculos se introduce la unidad de *mol*, que refunde los conceptos anteriores de átomo–gramo y molécula-gramo, y el *número de Avogadro,* que son los principales instrumentos para contar átomos y moléculas, y para medir cantidades de sustancias. La masa molar y la constante de Avogadro se utilizan en una gran variedad de cálculos en los que intervienen la masa, cantidad (en mol) y número de átomos en una muestra de un elemento. También se expone el concepto de volumen molar de gases, en estrecha relación con los anteriores.

Este tema se completa aprendiendo a representar las reacciones químicas mediante las denominadas ecuaciones químicas y, finalmente, utilizaremos estas ecuaciones químicas para establecer relaciones numéricas cuantitativas entre los reactivos y los productos de la reacción, aspecto que se conoce como *estequiometría*. Para ello, las ecuaciones químicas deben ser ajustadas, de modo que el número total de átomos de cada elemento que interviene en la reacción, no cambie en ellas. Asimismo, se verá que los cálculos basados en las ecuaciones químicas utilizan unos «factores de conversión» que se obtienen a partir de la ecuación, muy útiles para resolver problemas de este tipo.

Un conocimiento claro de todo lo anterior proporciona unas capacidades de predicción enormes. Así, por ejemplo, mediante unos simples cálculos puede saberse la masa de una sustancia que va a reaccionar con una cantidad de otra, el volumen de un gas que va a desprenderse, etc.

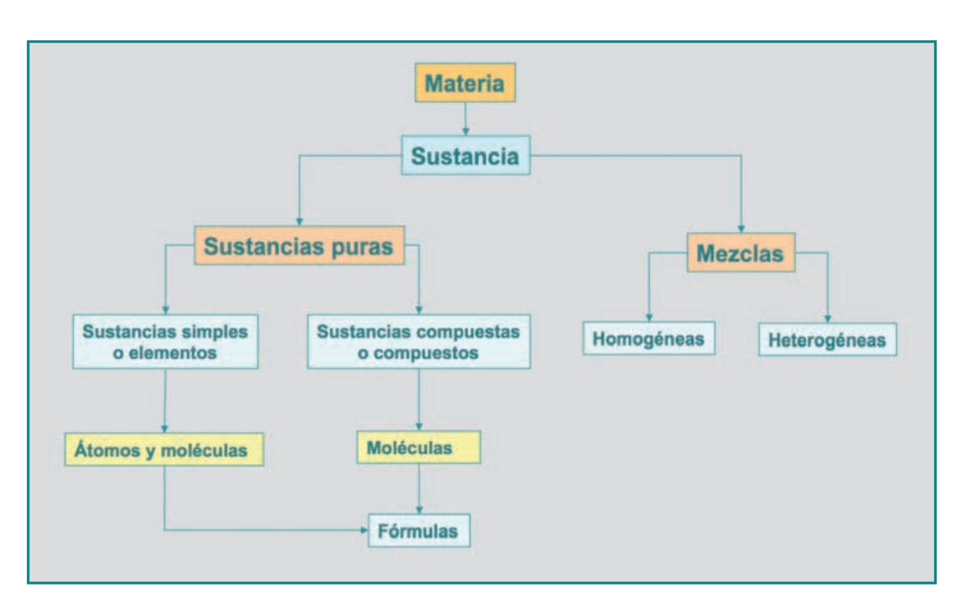
En ocasiones, hay otros aspectos a considerar en los cálculos estequiométricos, como puede ser identificar el *reactivo limitante*, que determina la cantidad de producto obtenida, conocer exactamente la cantidad de producto obtenido, es decir, calcular el rendimiento teórico y real de la reacción, establecer el tanto por ciento de pureza, etc., conceptos que se estudiarán para finalizar la unidad.

Desarrollo de los contenidos

1. SUSTANCIAS Y MEZCLAS. ELEMENTOS Y COMPUESTOS

La materia es todo lo que ocupa un espacio en el Universo y tiene masa, siendo el constituyente universal de todos los cuerpos. Desde la perspectiva de la Química como ciencia, la materia es todo aquello que se forma a partir de átomos o moléculas, y con la propiedad de encontrarse en estado sólido, líquido o gaseoso. Además de ocupar un volumen, la materia tiene otras propiedades, tales como, masa, energía, presión, temperatura, densidad, etc.

En química, se distinguen varios subtipos de materia según su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias puras, mezclas, elementos y compuestos, además de átomos y moléculas que se estudiarán en otra unidad (Esquema 1).



Esquema 1. Clasificación de la Materia.

1.1. Sustancias y mezclas

1.1.1. Sustancia pura

Sustancia pura, o simplemente *sustancia* en el lenguaje químico, es cualquier tipo de materia homogénea que no se puede descomponer en otras materias de distinta clase por medio de procesos fisicoquímicos sencillos. Tiene una composición fija (constante), uniforme e invariable y propiedades distintivas.

Sustancia pura. Clase particular de materia que se caracteriza por ser un sistema homogéneo que posee composición y propiedades fijas.

Las sustancias químicas son combinaciones de átomos de un mismo elemento o de elementos diferentes. Si los átomos combinados son de un mismo elemento, se tienen ***Sustancias Simples***. Si son de elementos distintos, se tienen ***Sustancias Compuestas*** (o compuestos químicos). En las sustancias simples todos sus átomos constituyentes tienen el mismo número atómico.

Uno de los problemas con los que se enfrenta muy a menudo el químico es el conocer si una muestra de materia es o no una sustancia pura. Para ello, se somete la muestra a uno o varios procesos de purificación o separación de sustancias, como, por ejemplo, destilación, recristalización, extracción con disolventes, etc. Estos métodos nos llevan, normalmente, a la separación de la muestra en varias partes con diferentes propiedades, lo que prueba que contenía diferentes sustancias. Cuando una muestra o una parte de ella (previamente separada) no cambia en sus propiedades, al someterla a uno o varios procesos de purificación, podemos estar seguros de que se trata de una sustancia pura. Asimismo, una sustancia pura mantiene la temperatura constante durante los cambios de estado, por ello, la determinación de los puntos de fusión y ebullición de una sustancia pura suele ser de gran utilidad para su identificación.

Ejemplos

Sustancia simple	Elemento componente	Partículas constituyentes	Átomos combinados en moléculas
Diamante	Carbono	átomos C	
Grafito	Carbono	átomos C	
Oxígeno natural	Oxígeno	moléculas O_2	2 átomos O
Ozono	Oxígeno	moléculas O_3	3 átomos O
Azufre rómbico	Azufre	moléculas S_8	8 átomos S
Cloro	Cloro	moléculas Cl_2	2 átomos Cl
Fósforo	Fósforo	moléculas P_4	4 átomos P

Sustancia compuesta	Átomos elementos componentes	Partículas constituyentes
Agua	átomos H y átomos O	moléculas H_2O
Amoníaco	átomos N y átomos H	moléculas NH_3
Glucosa	átomos C, átomos O y átomos H	moléculas $C_6H_{12}O_6$
Dióxido de carbono	átomos C y átomos O	moléculas CO_2
Cloruro de sodio	átomos Na y átomos Cl	iones Na^+ e iones Cl^-
Sulfato de aluminio	átomos Al, átomos S y átomos O	iones Al^{3+} e iones SO_4^{2-}

1.1.2. Mezclas

Las *mezclas* se forman al combinar dos o más sustancias puras en proporciones variables, sin que ello ocasione cambios químicos en ellas, es decir, cada sustancia mantiene su identidad y propiedades. Por medio de métodos físicos, las mezclas pueden separarse en sus componentes sin producir alteración en los mismos. Las mezclas no poseen composición constante, así, por ejemplo, las muestras de aire obtenidas en diferentes localidades seguramente diferirán en su composición, a causa de las diferencias existentes en el lugar donde se hallan recogido dichas muestras, como altitud, contaminación atmosférica, etc. Asimismo, las mezclas tienen propiedades también variables, que dependen de las proporciones de las sustancias que las componen.

Mezcla. Sistema material formado por dos o más sustancias puras, en proporciones variables, no combinadas químicamente, y en la que cada uno de sus componentes mantiene su identidad y propiedades químicas. Puede ser separada en sus componentes (sustancias) simplemente por métodos físicos.

Existen dos tipos de mezclas, las homogéneas y las heterogéneas, según que consten de una o más fases.

- **Mezclas homogéneas**

Las mezclas homogéneas tienen la misma composición en toda la muestra por lo que son uniformes, es decir, presentan una sola fase y sus componentes no se perciben a simple vista, ni siquiera con la ayuda del microscopio (Figura 1).



Figura 1. Distintos tipos de mezclas homogéneas.

Dentro de las mezclas homogéneas se encuentran las disoluciones y las aleaciones.

Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí, conservando cada componente las propiedades químicas que le caracterizan. Además, son transparentes y sus componentes no se separan durante el

reposo. Las disoluciones están formadas por un disolvente o solvente, generalmente en mayor proporción, y uno o más solutos en cantidades menores. Un ejemplo es la soda que es una disolución formada por un disolvente, el agua, y un soluto, el dióxido de carbono (Figura 2). Otros ejemplos de disoluciones o mezclas homogéneas, son el agua de mar, el aire, el agua azucarada, las bebidas gaseosas, los licuados, el vinagre, el agua más alcohol, etc.

Una **aleación** es una mezcla sólida homogénea de dos o más metales, o de uno o más metales con algunos elementos no metálicos, como por ejemplo, el acero que es una aleación de hierro y carbono, o el bronce que es una aleación metálica de cobre y estaño. (Figura 2).



Figura 2. Disolución de soda y aleación de acero.

La evaporación, la destilación, la filtración, etc., son métodos físicos, entre otros, para separar los componentes de una mezcla homogénea. Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio. Cuando la disolución está formada por un líquido y un sólido se emplea la evaporación, destilación, etc., así una disolución salina puede separarse evaporando el líquido, que se recupera condensando el vapor. El sólido, en este caso la sal, queda depositado en el fondo del recipiente.

Si la mezcla homogénea está formada por dos líquidos se utiliza la destilación, en la medida que ambos componentes tengan diferente punto de ebullición. La sustancia más volátil se desprenderá primero de la mezcla, que se recupera por condensación. Así, por ejemplo, mediante la destilación se puede separar el alcohol que forma parte del vino, una disolución salina, etc. (Figura 3).

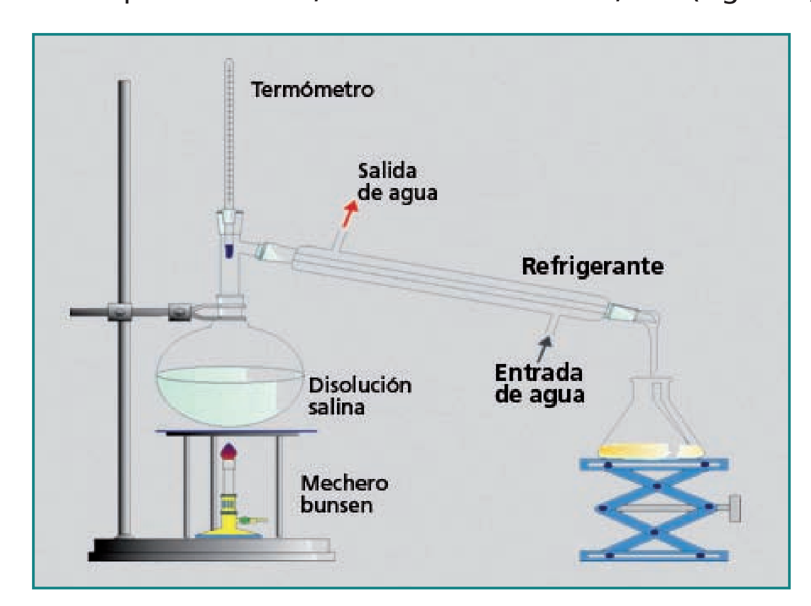
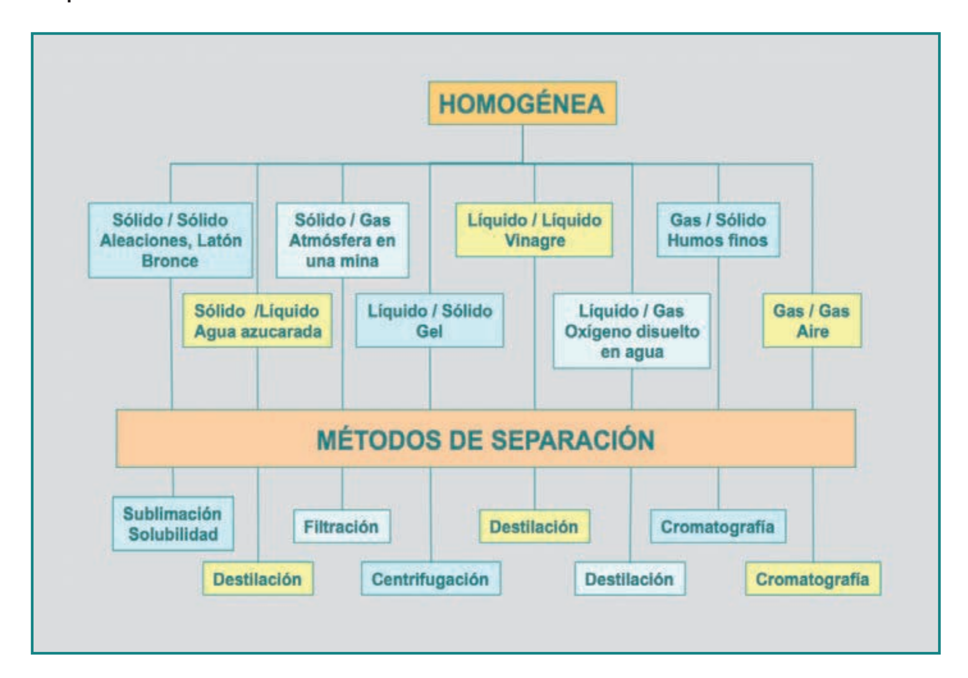


Figura 3. Destilación de una disolución salina.

En el Esquema 2 se recogen algunos ejemplos de mezclas homogéneas y sus métodos de separación.



Esquema 2. Tipos de mezclas homogéneas y sus métodos de separación.

- **Mezclas heterogéneas**

Una mezcla heterogénea es aquella que tiene dos o más fases que, por lo general, se pueden identificar y diferenciar, aunque no siempre se pueden ver fácilmente. Este tipo de mezcla contiene dos o más sustancias, combinadas de tal forma que cada una conserva su identidad química, y su composición no es uniforme. En ellas sus componentes pueden distinguirse a simple vista o con el microscopio, pues no son uniformes. Por ejemplo, la arena en agua es una mezcla heterogénea que se aprecia fácilmente y varían de un punto a otro, otra mezcla heterogénea es un trozo de granito formado por cuarzo, mica y feldespato, etc. (Figura 4).

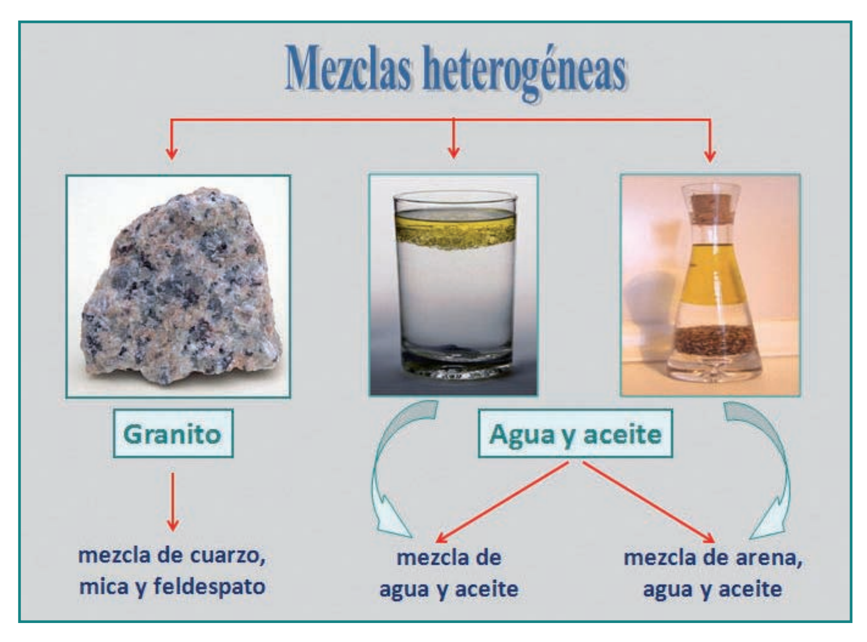
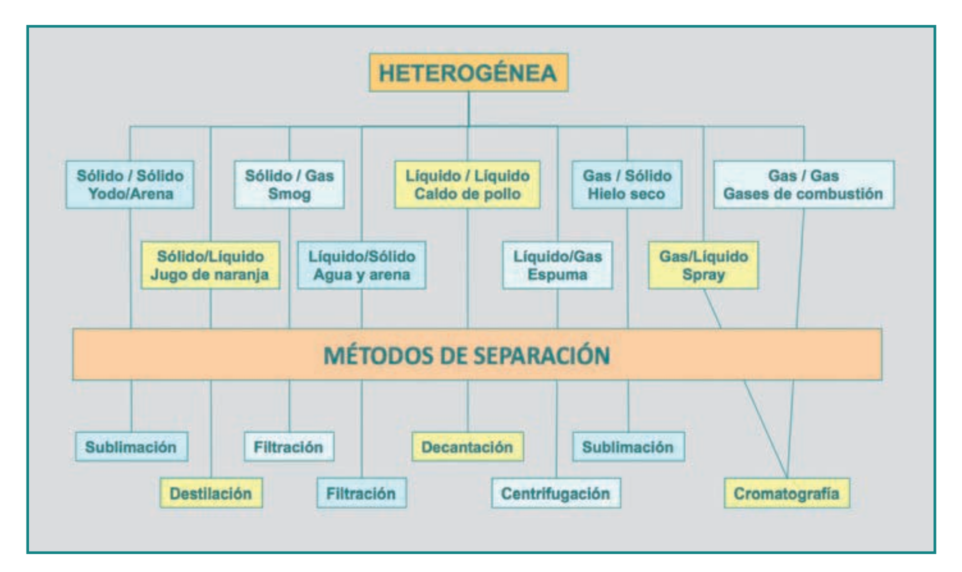


Figura 4. Ejemplos de mezclas heterogéneas.

Se pueden emplear varios métodos físicos para separar los componentes de una mezcla heterogénea, algunos de los cuales se muestran en el Esquema 3 (Figura 5). Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio.



Esquema 3. Tipos de mezclas heterogéneas y sus métodos de separación.

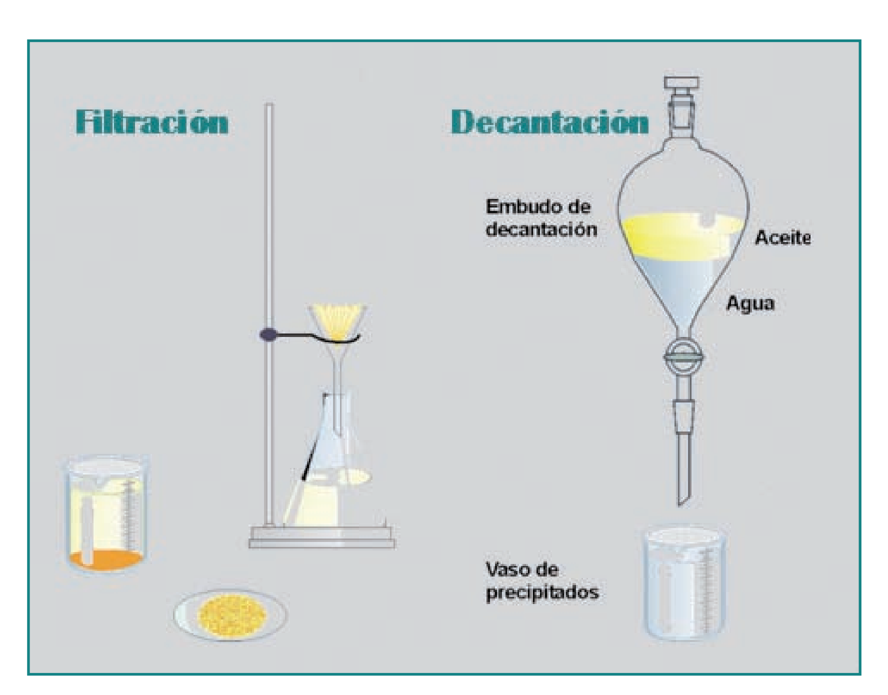


Figura 5. Filtración y Decantación.

Dentro de las mezclas heterogéneas se distinguen dos tipos: las suspensiones y los coloides.

— Las ***suspensiones*** son mezclas heterogéneas formadas por una fase dispersa, es decir, un soluto sólido insoluble y una fase dispersante, representada por un líquido. Las partículas de la fase dispersa son mayores a 100 nanómetros de tamaño, pueden observarse a simple vista y sedimentan cuando la suspensión está en reposo. Las suspensiones tienen aspecto opaco como, por ejemplo, el aceite en agua, los jugos de frutas, la arcilla en agua, las pinturas al agua, etc. (Figura 6).

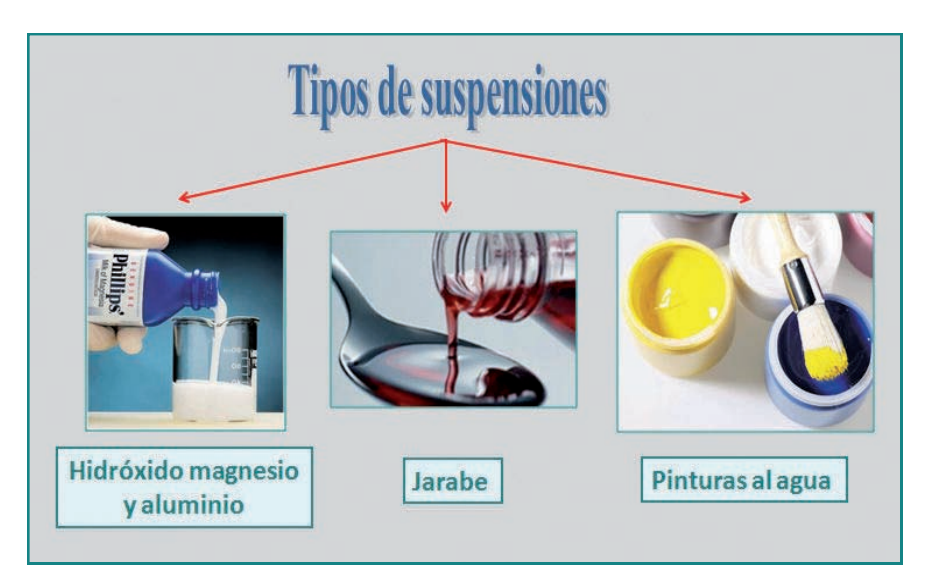


Figura 6. Tipos de suspensiones.

— Los ***coloides*** son mezclas heterogéneas cuyas partículas, entre 10 y 100 nanómetros, son más pequeñas que las correspondientes a las suspensiones, pero más grandes que las moléculas que forman las disoluciones, por tanto, son mezclas intermedias entre las disoluciones y las suspensiones. Un coloide es un sistema formado por una fase continua, en general líquida, y otra fase dispersa a modo de partículas, normalmente sólidas. Aunque en un coloide el soluto no es soluble, sin embargo, sus partículas son lo suficientemente pequeñas para que no se separen o sedimenten si están en reposo y poseen una opacidad menor que las suspensiones, pues pueden dispersarse homogéneamente por todo el medio.

Son mezclas heterogéneas coloidales, por ejemplo, la sangre, la leche, la mayonesa, el flan, las gelatinas, el vino, la cerveza, la tinta china, la clara de huevo, el humo, la neblina, la espuma, etc. (Figura 7).

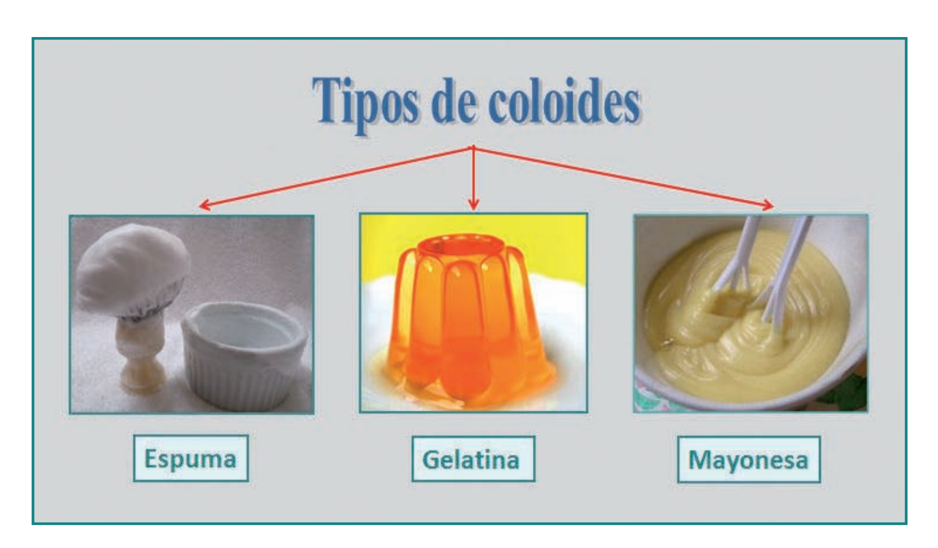


Figura 7. Tipos de coloides.

En la Tabla 1 se recogen las principales diferencias entre mezclas homogéneas (disoluciones), suspensiones y coloides (Figura 8).

Tabla 1. Diferencias entre suspensiones, coloides y disoluciones

Suspensiones	Coloides	Disoluciones
Mezcla heterogénea	Mezcla heterogénea	Mezcla homogénea
Partículas > 100 nm	Partículas de 10-100 nm	Partículas < 10 nm
Dos fases	Dos fases	Una fase
Opacas	Opacidad intermedia	Trasparentes
Sedimentan en reposo	No sedimentan en reposo	No sedimentan en reposo

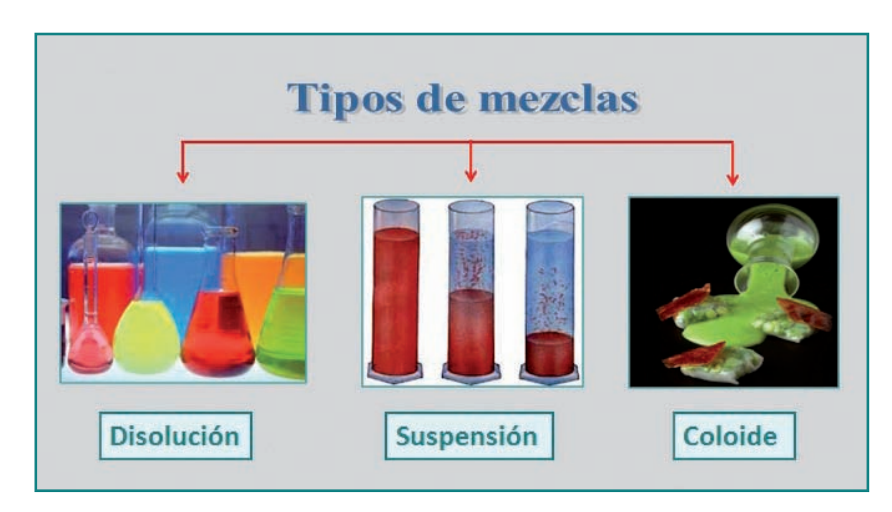


Figura 8. Ejemplos de disolución, suspensión y coloide.

1.2. Elementos y compuestos

1.2.1. Elementos

Un *elemento* es cualquier sustancia pura que no puede descomponerse o separarse en otras sustancias más sencillas mediante procedimientos químicos normales o simples. Es el constituyente más sencillo de la materia, constituido por átomos de la misma clase. Son elementos, por ejemplo, el carbono, nitrógeno, oxigeno, oro, plata, etc. Los elementos se representan mediante *símbolos químicos*, como Li (Litio), Be (Berilio), etc. (Figura 9).

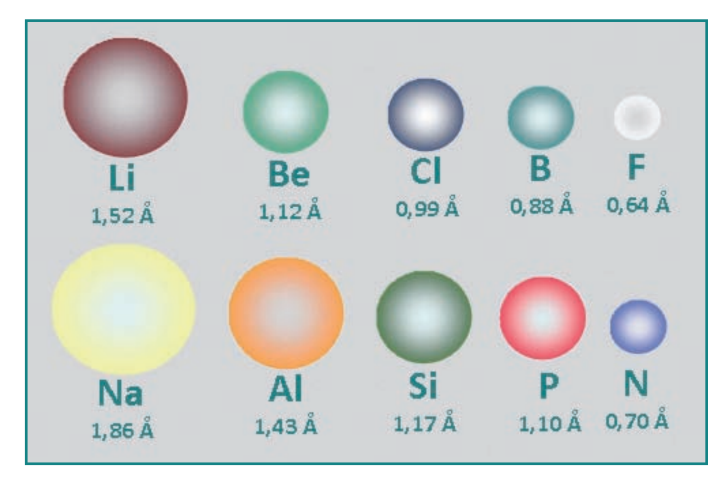


Figura 9. Elementos químicos representados mediante símbolos.

Elemento. Sustancia pura que no se puede descomponer en otras más simples, mediante procedimientos químicos normales o simples.

Es importante diferenciar entre un «elemento químico» y una «sustancia simple». Por ejemplo, el ozono (O_3) y el oxígeno (O_2) son dos *sustancias simples*, cada una de ellas con propiedades diferentes, y el *elemento químico* que forma estas dos sustancias simples es el oxígeno (O) (Figura 10). Otro ejemplo es el elemento químico carbono, que se presenta en la naturaleza como grafito o como diamante (estados alotrópicos) que son sustancias simples. Algunos autores hablan de elementos formados por átomos aislados y elementos formados por moléculas (sustancias simples).

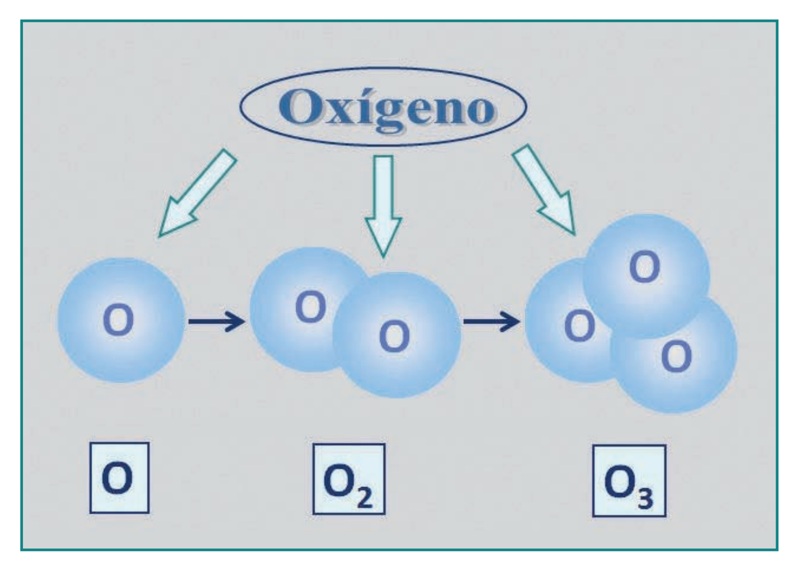


Figura 10. Elemento oxígeno (O) y moléculas de elementos, O_2 y O_3.

1.2.2. Compuestos

Un *compuesto* o *sustancia compuesta* es cualquier sustancia pura formada por combinación de dos o más elementos diferentes unidos químicamente en proporciones fijas, y que pueden descomponerse por métodos químicos en los elementos de los que están constituidos. Sin embargo, los elementos de un compuesto no se pueden dividir o separar por procesos físicos (decantación, filtración, destilación, etcétera), sino sólo mediante procesos químicos. Los compuestos tienen diferentes propiedades físicas y químicas que las de sus elementos constituyentes. Cuando los átomos que forman una molécula proceden de elementos distintos, a dicha molécula se le denomina «compuesto químico» (que, por ende, es una molécula). Los compuestos se representan por medio de *fórmulas químicas*.

Compuesto. Sustancia pura formada por dos o más elementos combinados químicamente en proporciones fijas, y que no se descompone cuando es sometido a procesos normales de purificación.

Por ejemplo, un compuesto es la molécula del agua que está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, H_2O (Figura 11). Otros ejemplos son el dióxi-

do de carbono que posee dos átomos de oxígeno y uno de carbono, CO_2, el metano, el cloruro de sodio, la glucosa, la urea, el amoníaco, el alcohol etílico, etc.

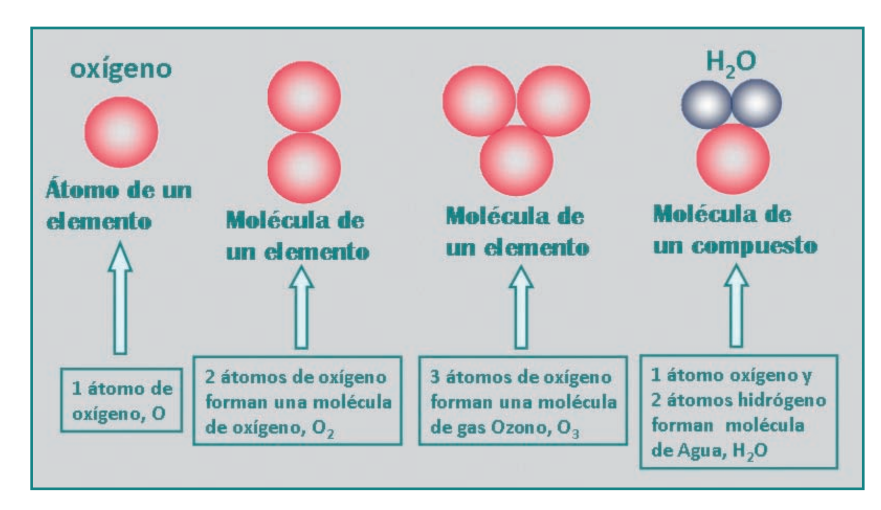


Figura 11. Elemento (O), molécula de elemento (O_2 y $O_{3)}$, compuesto químico (H_2O).

En estas dos definiciones de elementos y compuestos, nos hemos referido a moléculas tanto de elementos como de compuestos químicos. Tanto para la Física como para la Química, una *molécula* es un conjunto de, por lo menos, dos átomos, ya sean iguales o diferentes, que se encuentran unidos mediante enlaces químicos en una proporción fija, los cuales constituyen la mínima porción de una sustancia que puede ser separada sin que sus propiedades sean alteradas.

Cuando los átomos son idénticos, se refiere a moléculas de elementos o sustancias simples, y se da por ejemplo en el oxígeno que cuenta con dos átomos de este elemento, O_2; el hidrógeno gaseoso, H_2, que es una molécula de un elemento puro formada por dos átomos de hidrógeno, el ozono, O_3 etc. En el caso de ser diferentes, como ocurre con la molécula del agua, la cual tiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en el amoníaco NH_3, etc., se denomina compuesto químico, por lo tanto, el agua es una molécula de un compuesto químico (Tabla 2) (Figura 12).

Moléculas de elementos	Moléculas de compuestos
N_2 Nitrógeno molecular	NH_3 Amoníaco
O_2 Oxígeno molecular	H_2O Agua
O_3 Ozono	C_4H_{10} Butano
P_4 Fósforo	CO_2 Dióxido de carbono

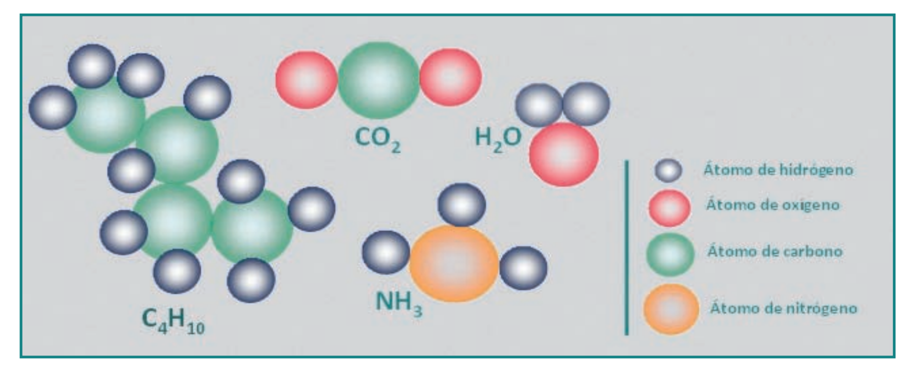


Figura 12. Ejemplos de moléculas de compuestos químicos.

En la Tabla 3 se recogen las principales características que diferencian un compuesto de una mezcla homogénea.

Tabla 3. Diferencias entre compuesto y mezcla homogénea.

Compuesto	Mezcla homogénea
La proporción en que están los elementos dentro de los compuestos es siempre constante.	Las proporciones de las sustancias que se mezclan son variables.
Tienen propiedades físicas constantes.	Tienen propiedades físicas que varían en función de las proporciones en que están las sustancias mezcladas.
Las propiedades de los elementos que forman el compuesto son radicalmente diferentes a las del compuesto formado.	Las sustancias que se mezclan tienen las mismas propiedades.
De los compuestos sólo se pueden obtener los elementos que los constituyen por métodos químicos.	Las sustancias que forman una mezcla se pueden separar por métodos físicos (evaporación, filtración, etc.).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Clasifique las siguientes materias como *mezclas* o *sustancias puras*: aire, hielo, oro, café, azúcar, oxígeno, gasolina y vidrio.

Solución

Mezclas: aire, café, gasolina y vidrio.
Sustancias puras: hielo, oro, azúcar y oxígeno.

Ejercicio 2

Clasifique las siguientes sustancias como *elementos* o *compuestos*: hielo, oro, azúcar, oxígeno, sal común, azufre, plata y alcohol.

Solución

Elementos: oro, oxígeno, azufre y plata.
Compuestos: hielo, azúcar, sal común y alcohol.

Ejercicio 3

Clasifique las siguientes sustancias como mezclas, elementos y compuestos: leche, azufre, gasolina, ácido nítrico, azúcar, helio, dióxido de carbono, polietileno, arena, nitrógeno, sal común, granito, acero, ozono.

Solución

Mezclas: leche, gasolina, arena, granito, acero.
Elementos: azufre, helio, nitrógeno, ozono.
Compuestos: ácido nítrico, azúcar, dióxido de carbono, polietileno, sal.

2. SÍMBOLOS Y FÓRMULAS

2.1. Símbolos

Los elementos químicos se representan por medio de símbolos (cada elemento químico tiene un símbolo característico), los cuales corresponden a abreviaturas de sus nombres latinos. En general, el símbolo es la letra inicial mayúscula del nombre latino del correspondiente elemento. Ejemplos:

Nombre español	Nombre latino	Símbolo
Potasio	Kalium	K
Azufre	Sulfur	S
Fósforo	Phosphorus	P

En aquellos elementos cuyos nombres latinos comienzan con la misma letra, se agrega una segunda letra, pero minúscula. Para tales efectos se elige la letra más característica del respectivo nombre latino. Ejemplos:

Nombre español	Nombre latino	Símbolo
Plata	Argentum	Ag
Oro	Aurum	Au
Estaño	Stangnum	Sn
Escandio	Scandia	Sc
Arsénico	Arsenicum	As

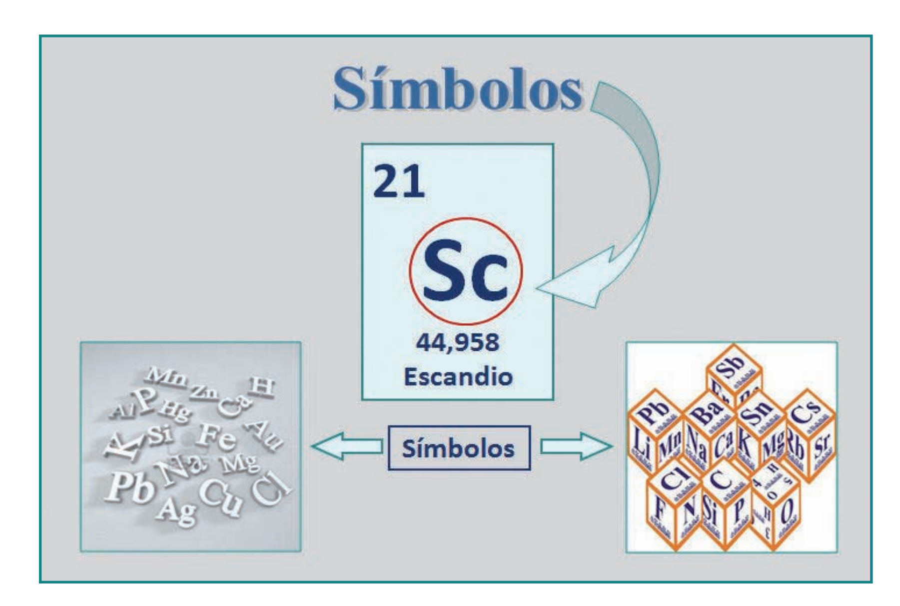


Figura 13. Símbolos de diferentes elementos.

2.2. Fórmulas

Los compuestos químicos y las moléculas se representan mediante la denominada *fórmula química*, que es una expresión estequiométrica de su composición, ya que

informa sobre la proporción en que se encuentran las cantidades de sus elementos componentes. Es decir, la fórmula contiene los símbolos de los elementos que forman la sustancia y unos números, en forma de subíndices (*subíndices estequiométricos)*, que indican el número de átomos en lo que se denomina *entidad elemental*. Por ejemplo, la fórmula química Na_2SO_4, nos indica que este compuesto está formado por tres elementos químicos, que son sodio, de símbolo Na, azufre, de símbolo S, y oxígeno, de símbolo O. Además, nos dice que en una molécula de este compuesto hay 2 átomos de sodio (Na), 1 átomo de azufre (S) y 4 átomos de oxígeno (O) (Figura 14).

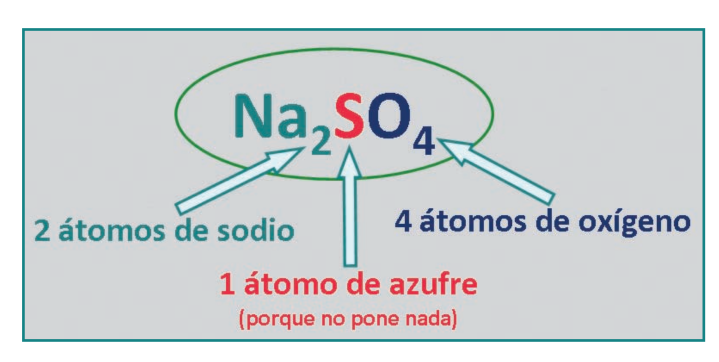
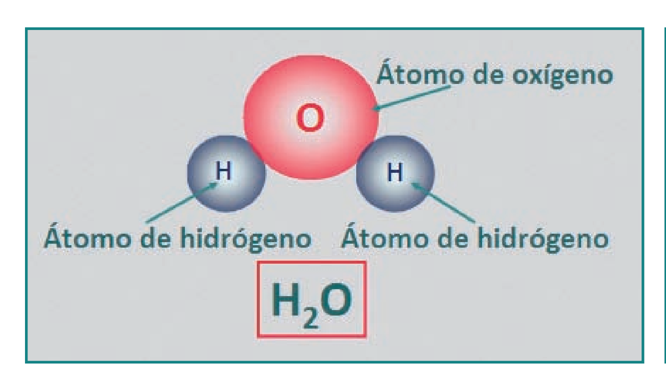


Figura 14. Fórmula química.

Otro ejemplo es la fórmula del agua, H_2O, que nos indica no sólo qué elementos están presentes en la molécula, sino también nos da información de la proporción en que los átomos participan en ella, 2 átomos de H y 1 átomo de oxígeno. Del mismo modo, la fórmula química de la glucosa $C_6H_{12}O_6$, nos informa que las cantidades (*n*) de carbono (*n*C), de hidrógeno (*n*H) y de oxígeno (*n*O) se hallan en la proporción de 6:12: 6, o sea, *n*C:*n*H:*n*O = 6 : 12 : 6 = 1 : 2 : 1 (Figura 15).



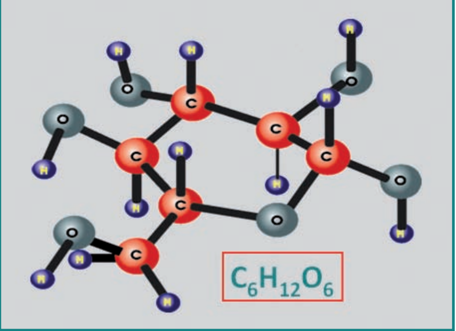


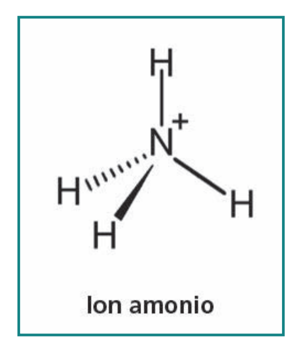
Figura 15. Fórmulas químicas del agua, H_2O y la glucosa, $C_6H_{12}O_6$.

Estructuralmente, la fórmula química de una sustancia molecular es una expresión simbólica que nos informa sobre la *identidad y número* de átomos que entran en la composición de cada una de las moléculas constituyentes de la sustancia. Ejemplos:

Sustancia molecular	Fórmula química	N.º átomos en cada molécula
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	6 átomos C, 12 átomos H, 6 átomos O
Amoníaco	NH_3	1 átomo N, 3 átomos H
Clorobenceno	C_6H_5Cl	6 átomos C, 5 átomos H, 1 átomo Cl
Agua	H_2O	2 átomos H, 1 átomo O

Asimismo, en una **especie iónica** la composición química y la carga eléctrica vienen dadas simbólicamente por medio de su correspondiente fórmula química, en la que además del subíndice, aparece un superíndice que indica la carga eléctrica neta de dicho ion. En el caso de sustancias iónicas, al no existir moléculas propiamente dichas, se habla de **unidad de fórmula**. Ejemplos:

Ion	Fórmula química	N.º átomos constituyentes
Ion amonio	NH_4^+	1 átomo N, 4 átomos H
Ion dicromato	$Cr_2O_7^{2-}$	2 átomos Cr, 7 átomos O
Ion aluminio	Al^{3+}	1 átomo Al



Ion amonio

Finalmente, a veces es conveniente escribir la denominada **fórmula estructural**, sobre todo en los compuestos de carbono debido a que presentan el fenómeno de isomería. Este tipo de fórmula química nos permite visualizar qué átomos se unen entre sí y cómo lo hacen, es decir, si lo hacen con un enlace sencillo, doble, etc. (Figura 16).

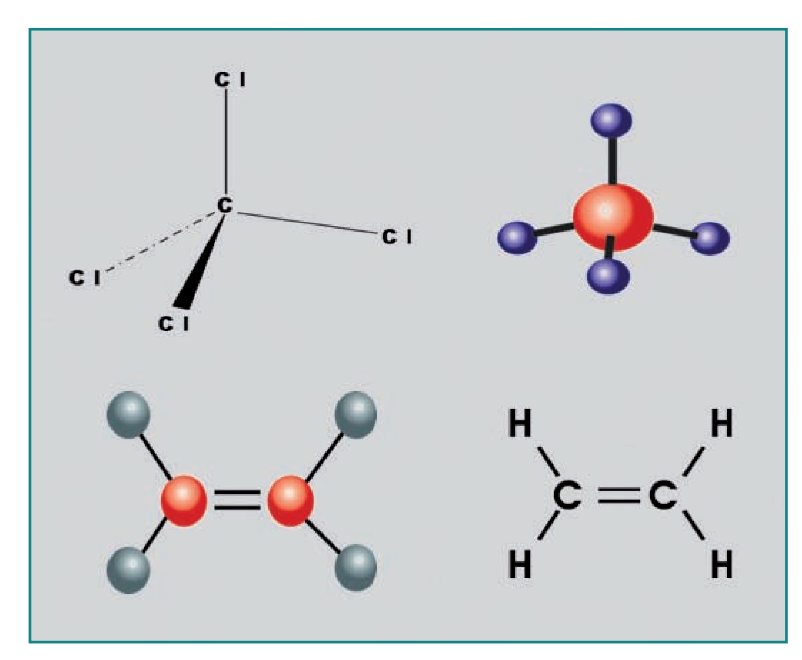


Figura 16. Fórmula estructural del tetracloruro de carbono (CCl_4) y el eteno (C_2H_4).

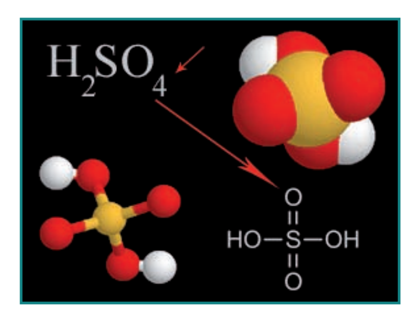
Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

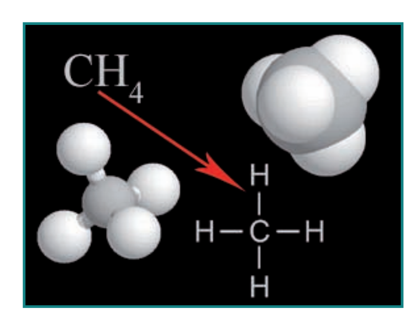
Escribir las fórmulas para los compuestos siguientes: *a)* ácido sulfúrico: 2 átomos de hidrógeno + 1 átomo de azufre + 4 átomos de oxígeno; *b)* metano: 1 átomo de carbono + 4 átomos de hidrógeno, *c)* propano: 3 átomos de carbono + 8 átomos de hidrógeno, *d)* ácido nítrico: 1 átomo de hidrógeno + 1 átomo de nitrógeno + 3 átomos de oxígeno, *e)* dióxido de nitrógeno: 1 átomo de nitrógeno + 2 átomos de oxígeno.

Solución

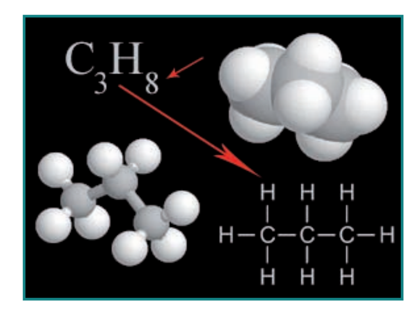
a) Ácido sulfúrico: 2 átomos de hidrógeno + 1 átomo de azufre + 4 átomos de oxígeno → Primero se deben escribir los símbolos de los átomos en la fórmula: H, S y O. Después miramos la proporción de cada uno de ellos en la fórmula, en este caso, 2, 1 y 4, por lo que la fórmula será: **H_2SO_4**. En el dibujo podemos ver la fórmula química y la fórmula estructural.



b) Metano: 1 átomo de carbono + 4 átomos de hidrógeno → Primero se deben escribir los símbolos de los átomos en la fórmula: C e H. Después miramos la proporción de cada uno de ellos en la fórmula, en este caso, 1 y 4, por lo que la fórmula será: **CH_4**. En el dibujo podemos ver la fórmula química y la fórmula estructural.

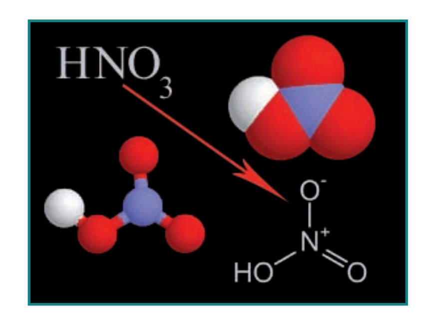


c) Propano → 3 átomos de carbono + 8 átomos de hidrógeno. Primero se deben escribir los símbolos de los átomos en la fórmula: C y H. Después miramos la proporción de cada uno de ellos en la fórmula, en este caso, 3 átomos de carbono y 8 de hidrógeno, por lo que la fórmula será: **C_3H_8**. En el dibujo podemos ver la fórmula química y la fórmula estructural.

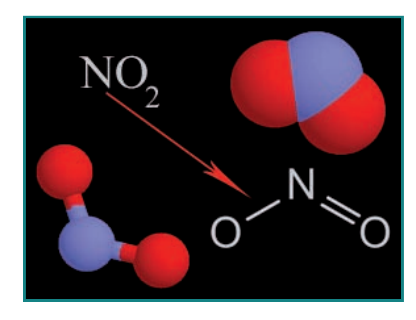


d) Ácido nítrico → 1 átomo de hidrógeno + 1 átomo de nitrógeno + 3 átomos de oxígeno. Primero se deben escribir los símbolos de los átomos en la fórmula: H, N y O. Después miramos la proporción de cada uno de ellos

en la fórmula, en este caso, 1 átomo de hidrógeno, 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de oxígeno, por lo que la fórmula será: **HNO_3.** En el dibujo podemos ver la fórmula química y la fórmula estructural.



e) Dióxido de nitrógeno → 1 átomo de nitrógeno + 2 átomos de oxígeno. Primero se deben escribir los símbolos de los átomos en la fórmula: N y O. Después miramos la proporción de cada uno de ellos en la fórmula, en este caso, 1 átomo de nitrógeno y 2 átomos de oxígeno, por lo que la fórmula será: **NO_2.** En el dibujo podemos ver la fórmula química y la fórmula estructural.



3. MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

3.1. Masa atómica

En los postulados de Dalton (Teoría atómica de Dalton, Tema 1) queda establecido que cada átomo tiene un peso o masa propio y diferente del de cualquier átomo de otra clase. Asimismo, de acuerdo con la teoría atómica, los átomos se combinan en una razón de números enteros sencillos para formar los compuestos.

Como las masas de los átomos individuales son sumamente pequeñas, si se midieran utilizando una unidad corriente de masa, como por ejemplo el gramo, resultarían números excesivamente pequeños y, por lo tanto, de difícil manejo, por lo que para evitar este inconveniente es necesario encontrar cuán «pesado» es un átomo de un elemento comparado con otro, tomado como patrón de referencia. Aunque no es posible pesar un solo átomo sí existen métodos experimentales para determinar su masa en relación con la de otro átomo. Por tanto, lo primero fue asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado, para utilizarlo como referencia.

En la actualidad, por acuerdo internacional (según la IUPAC, *International Union of Pure and Applied Chemistry)* y por razones de precisión, se toma como patrón de

medida de masa atómica la masa del isótopo 12 del carbono, carbono-12 o ^{12}C, asignando a éste el valor exacto de 12 (masa = 12 u.m.a.), luego:

1 átomo de 12-C pesa 12 u.m.a.

Por lo que tenemos la siguiente definición:

Unidad de masa atómica (u.m.a. ó u, Unidad de Masa Atómica) es la correspondiente a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12, ^{12}C.

Es decir, que:

$$1\,\text{uma} = \frac{1}{12}\text{masa}\ ^{12}\text{C} = \frac{\text{masa de un átomo de}\ ^{12}\text{C}}{12}$$

Masa atómica de un elemento (peso atómico) es la masa de uno de sus átomos, expresada en u.m.a.

En esta escala tenemos que la masa atómica del C = 12 u (Figura 17) y, por ejemplo, la masa atómica del H es 1 u, lo que significa que el H pesa 12 veces menos que el 12-C, H = 1 uma, masa atómica del Na = 23 u, masa atómica del O = 16 u, etc.

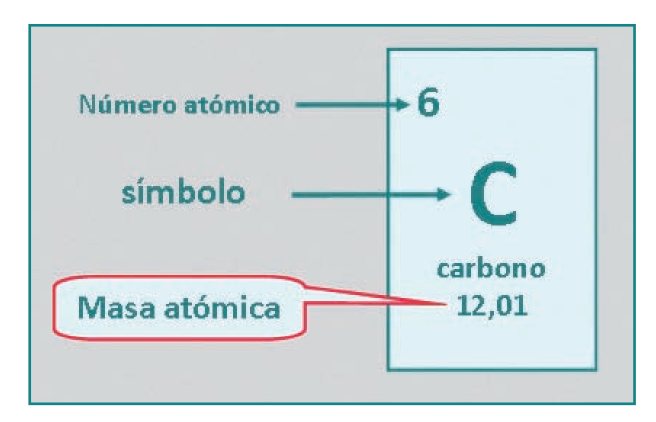


Figura 17. Símbolo y masa atómica del C-12.

Con esta nueva escala unificada, los dos términos empleados por los físicos y químicos, *peso atómico* y *masa atómica,* son iguales, siendo más correcto utilizar el nombre de *masa atómica*, puesto que lo que indica realmente es relación de masas entre los átomos de un elemento (o de uno de sus isótopos) y el del carbono-12.

3.2. Masa molecular

En un compuesto no puede hablarse de masa atómica sino de *masa molecular* (peso molecular) que será la suma de las masas atómicas de los átomos que lo constituyen, teniendo en cuenta cuántos hay de cada uno (información recogida en la fórmula molecular correspondiente). Las masas moleculares, al igual que las masas atómicas, se expresan en u.m.a.

Masa molecular es la masa, expresada en u.m.a., que corresponde a la suma de las masas atómicas de todos los elementos que componen la molécula, teniendo en cuenta cuántos hay de cada uno en ella.

Para calcular la masa molecular, multiplicamos la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presentes en la molécula y sumamos todos los resultados (Figura 18).

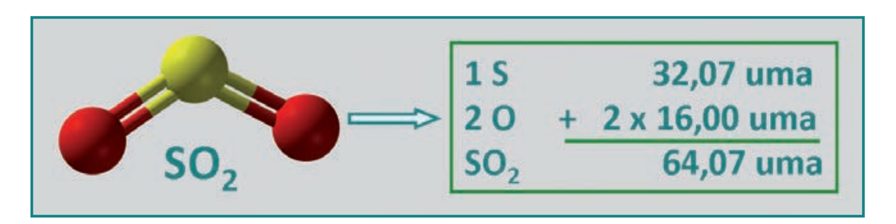
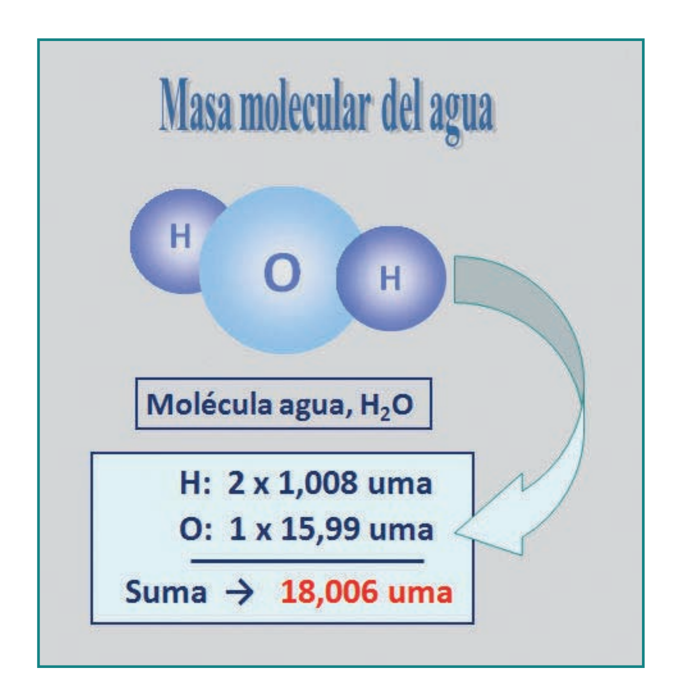


Figura 18. Masa molecular del dióxido de azufre, SO_2.

Recientemente, la I.U.P.A.C. ha recomendado que los dos conceptos anteriores, que se han definido como una relación de masas entre un átomo (o una molécula) y el átomo patrón, se denominen más exactamente *masa atómica relativa*, A_r, y *masa molecular relativa*, M_r, aunque a veces también se les llama *peso atómico* y *peso molecular*.

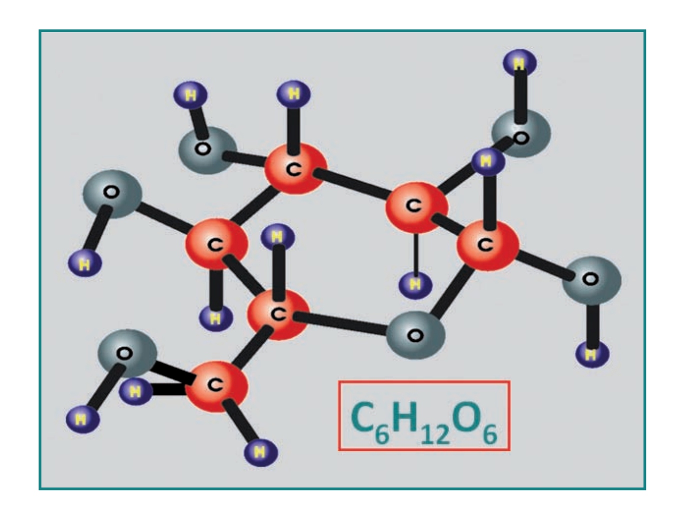
Ejemplos

1. El agua, H_2O, es un compuesto formado por 2 átomos de hidrógeno (masa atómica = 1,008) y 1 átomo de oxígeno (masa atómica= 15,99), que tiene una masa molecular de 18,006 uma:



2. La glucosa es un compuesto formado por 6 átomos de carbono (masa atómica= 12,00), 12 átomos de hidrógeno (masa atómica= 1,008) y 6 átomos de oxígeno

(masa atómica = 15,99), de fórmula química $C_6H_{12}O_6$, por lo que su masa molecular será 180 uma:



C: 6 × 12,00 uma
H: 12 × 1,00 uma
O: 6 × 15,99 uma
Suma:180,00 uma

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Calcule la masa molecular de los siguientes compuestos: *a)* KOH, *b)* $Cu_3(PO_4)_2$, *c)* $Al_2(SO_3)_3$. (Masas atómicas: K = 39,10; O = 16,00; H = 1,01; Cu = 63,55; P = 30,97; Al = 26,98; S = 32,06).

Solución

a) KOH → K: 1 × 39,10
O: 1 × 16,00
H: 1 × 1,01
Suma: 56,11 g

b) $Cu_3(PO_4)_2$ → Cu: 3 × 63,55 → 190,65
P: 2 × 30,97 → 61,94
O: 8 × 16,00 → 128,00
Suma: 380,59 g

c) $Al_2(SO_3)_3$ → Al: 2 × 26,98 → 53,96
S: 3 × 32,06 → 96,18
O: 6 × 16,00 → 96,00
Suma: 246,14 g

4. CONCEPTO DE MOL. NÚMERO DE AVOGADRO. MASA MOLAR

4.1. Concepto de mol

La unidad química de una sustancia puede ser el átomo o la molécula (o los iones), según sea dicha sustancia. Sin embargo, por sus dimensiones tan reducidas, no se puede trabajar con estas partículas ya que en cualquier muestra química, incluso en una muy pequeña, existe un número elevadísimo de átomos y de moléculas, por lo que parece razonable definir una nueva unidad que nos permita expresar números de ese orden. Así surge el concepto de **mol**, que la IUPAC define como:

> **Mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas), como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo carbono-12, ^{12}C.

Ahora bien, para conocer cuántos mol hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos) es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa atómica o molecular. Para ello, se usa la siguiente ecuación:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde:

n = número de mol.

m = gramos del átomo o molécula (g).

M = Masa atómica o Masa Molecular (g/mol).

Por tanto, podemos decir que la masa (peso) molecular (M_r) de una sustancia es la masa de un mol de moléculas de esa sustancia expresada en gramos, lo que significa que la masa de 1 mol de cualquier sustancia (simple o compuesta), expresada en gramos, coincide con el valor numérico de su masa molecular. Así, el dióxido de azufre, de fórmula SO_2, tiene una masa molecular de 64,07 u.m.a y 1 mol de dióxido de azufre corresponde con 64,07 g de SO_2 (Figura 19).

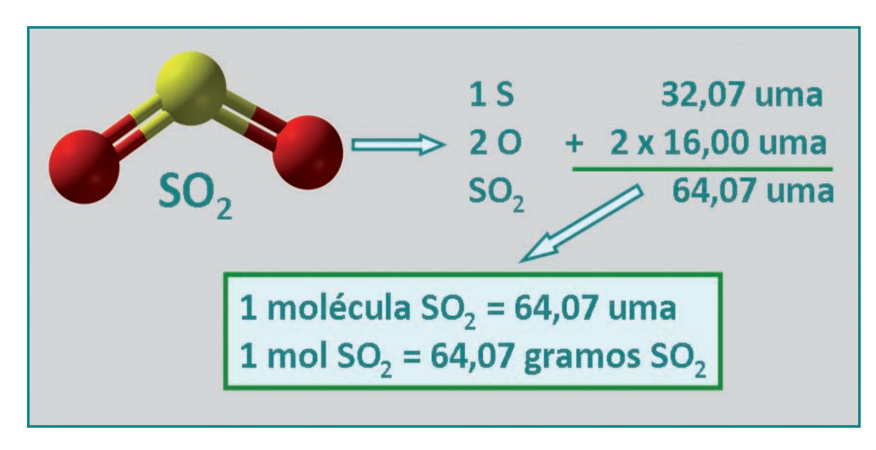


Figura 19. Masa molecular y mol del dióxido de azufre, SO_2.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿A cuántos mol equivalen 132 g de dióxido de carbono? (C = 12, O = 16).

Solución

Masa molecular $CO_2 = 1 \times 2 + 2 \times 16 = 44$ g/mol
Por definición:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{132 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol } CO_2$$

X = 3 mol de CO_2

Ejercicio 2

Si tenemos 2,21 mol de una sustancia y sabemos que su masa (peso) molecular es 40 g ¿cuántos gramos tendremos de esa sustancia?

Solución

Por definición tenemos que:

$$\text{mol} = \frac{\text{gramos del átomo o molécula}}{\text{masa atómica o masa molecular}}$$

$$2{,}21 \text{ mol} = \frac{\text{X g de átomo o molécula}}{40 \text{ g}}$$

Sí despejamos los gramos de esta ecuación tenemos que:

mol x masa atómica o masa molecular = gramos del átomo o molécula

$$X = 2{,}21 \text{ mol} \times 40 \text{ g} = 88{,}4 \text{ g}$$

X = 88,4 g de sustancia

Ejercicio 3

¿Cuántos mol de átomos de hidrógeno estarán contenidos en 1,5 mol del compuesto $NaH_3P_2O_7.2H_2O$?

Solución

La fórmula del compuesto $NaH_3P_2O_7.2H_2O$, nos indica que:

1 mol de $NaH_3P_2O_7.2H_2O$ contiene 7 mol de hidrógeno

Por lo tanto, el número de mol de átomos de hidrógeno presentes en 1,5 mol del compuesto serán:

1 mol de $NaH_3P_2O_7.2H_2O \rightarrow$ 7 mol de hidrógeno
1,5 mol de $NaH_3P_2O_7.2H_2O \rightarrow$ X mol de hidrógeno

$$X = \frac{1{,}5 \text{ mol compuesto} \times 7 \text{ mol hidrógeno}}{1 \text{ mol compuesto}}$$

X = 10,5 mol de átomos de Hidrógeno

4.2. Número de Avogadro

Como en las experiencias ordinarias de un laboratorio se manejaban cantidades de materia del orden del gramo, los químicos del siglo XIX decidieron utilizar como patrones de masa, que contienen el mismo número de átomos o moléculas, los denominados *átomo-gramo* y *molécula gramo*

Un **átomo-gramo** de un elemento es el número de gramos de dicho elemento que es numéricamente igual a su masa atómica. Así, por ejemplo, la masa atómica del hidrógeno (H) es 1,0079; luego, 1,0079 g de hidrógeno equivalen a un átomo-gramo de hidrógeno.

De forma similar, se define la **molécula-gramo** de un compuesto como el número de gramos de dicho compuesto que es numéricamente igual a su masa molecular. Por ejemplo, la masa molecular de la molécula de hidrógeno (H_2) es 2,0158; luego, 2,0158 g de hidrógeno equivalen a una molécula-gramo de hidrógeno. Como es obvio, en una molécula-gramo de cualquier sustancia hay siempre el mismo número de moléculas.

Estos dos términos, átomo-gramo y molécula-gramo, han sido muy utilizados en Química, debido a que representan cantidades de materia que contienen el mismo número de átomos o moléculas, aun cuando se desconociese el valor de dicho número. En la actualidad se conocen diversos métodos para determinar este «número» de átomos o moléculas que existen en un átomo-gramo o molécula-gramo, llamado **Número de Avogadro**, representado generalmente por N_A o *N*. El valor de **N,** se ha establecido experimentalmente en el ^{12}C, es decir, se ha determinado experimentalmente el número real de átomos de carbono que hay en 12 gramos del carbono-12, ^{12}C. Su valor es $6{,}022 \cdot 10^{23}$ y su unidad es mol^{-1}.

Modernamente, los términos átomo-gramo y molécula-gramo, han sido sustituidos por el término *mol*, que los engloba a los dos.

Como un *mol* es la cantidad de cualquier sustancia que contienen un número de unidades elementales igual al número de átomos que hay en 12 g de carbono-12, entonces si colocamos en una balanza 12 gramos de carbono-12 se tendrán $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono 12, es decir:



1 mol de átomos de ^{12}C = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos ^{12}C = 12,0 g ^{12}C

Asimismo, el número de entidades elementales que hay en 1 mol es el Número de Avogadro, por lo que, por ejemplo, 1 mol de átomos de hidrógeno contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de H.

El número de entidades elementales presentes en 1 mol de cualquier sustancia se llama ***Número de Avogadro,*** N_A.

Por tanto, el mol también se puede definir de la siguiente manera:

1 mol = N_A = 6,022 .10^{23} partículas

Mol es la cantidad de materia que contiene el Número de Avogadro (6,022.10^{23}) de partículas unitarias o entidades fundamentales (ya sean éstas átomos, moléculas, iones, electrones, etc.).



Siempre que hablemos de mol es conveniente especificar la entidad de que se trata, que pueden ser átomos, moléculas, iones u otras partículas o agrupamientos especificados de tales partículas, por ejemplo, en un mol de agua hay N_A moléculas de agua, en un mol de átomos de He hay N_A átomos de He, etc., es decir, que en cada caso, la masa de un mol depende de la masa de la entidad elemental que lo constituye. Es ambiguo hablar, por ejemplo, de 1 mol de azufre, pues nos podemos referir a 1 mol de átomos de azufre, *S*, o a 1 mol de moléculas de azufre, S_8.

En la Tabla 4 se recogen algunos ejemplos de la relación entre mol, número de Avogadro y masa atómica/molecular:

Tabla 4. Ejemplos de los conceptos de mol y Número de Avogadro.

Mol	Cantidad	Número Avogadro	Masa Atómica/Molecular
1 mol de átomos de hierro (Fe)	es la cantidad de hierro (Fe)	que contiene: **6,022.10^{23} átomos** de hierro (Fe)	y su **masa atómica** es: 55,85 g
1 mol de átomos de oxígeno (O)	es la cantidad de oxígeno (O)	que contiene: **6,022.10^{23} átomos de** oxígeno (O)	y su **masa atómica** es: 15,99 g
1 mol de moléculas de agua (H_2O)	es la cantidad de agua (H_2O)	que contiene: **6,022.10^{23} moléculas** de agua (H_2O)	y su **masa molecular** es 18,00 g
1 mol de moléculas de amoniaco (NH_3)	es la cantidad de amoniaco (NH_3)	que contiene: **6,022.10^{23} moléculas** de amoniaco (NH_3)	y su **masa molecular** es 17,00 g
2 mol de átomos de potasio (K)	es la cantidad de potasio (K)	que contiene: **12,044.10^{23} átomos de** potasio (K)	y su **masa atómica** es: 78,20 g
0,5 mol de átomos fósforo (P)	es la cantidad de fósforo (P)	que contiene: **3,011.10^{23} átomos de** fósforo (P)	y su **masa atómica** es: 15,485 g

Por tanto, los siguientes compuestos contienen:

Compuesto	Masa molar	Contiene
Agua (H_2O)	18,0 g	**6,022.10^{23} moléculas de agua** **6,022.10^{23} átomos de oxígeno (O)** **12,044.10^{23} átomos de hidrógeno (H)**
Dióxido de azufre (SO_2)	64,07 g	**6,022.10^{23} moléculas de dióxido de azufre** **6,022.10^{23} átomos de azufre (S)** **12,044.10^{23} átomos de oxígeno (O)**
Tricloruro de hierro ($FeCl_3$)	162,3 g	**6,022.10^{23} moléculas de tricloruro de hierro** **6,022.10^{23} átomos de hierro (Fe)** **18,066.10^{23} átomos de cloro (Cl)**

El número de Avogadro tiene un gran interés en Química, ya que la masa de 1 átomo o molécula, expresada en u.m.a., tiene el mismo valor numérico que la masa correspondiente al N_A de esos átomos o moléculas, expresada en gramos. La relación entre el gramo y la unidad de masa atómica es:

$$1 \text{ gramo (g)} = N_A \text{ u.m.a.} = 6{,}022 \times 10^{23} \text{ u.m.a.}$$

Así, por ejemplo, si tenemos:

— 6,022.10^{23} átomos de hidrógeno, con una masa de 1 uma por átomo, tendremos 1 g de hidrógeno (H).

— 6,022.10^{23} moléculas de hidrógeno (H_2), cada una de las cuales tiene una masa de 2 uma, tendremos 2 gramos de hidrógeno molecular (H_2).

— 6,022.10^{23} átomos de carbono, con una masa de 12 uma por átomo, tendremos 12 gramos de carbono, etc.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Calcular el número de moléculas presentes en 1,50 mol de dióxido de carbono (CO_2), un producto de la respiración humana.

Regla: Para calcular el número de partículas a partir del número de mol se multiplica la cantidad de mol por $6{,}022 \times 10^{23}$ (N_A).

Solución

Si un mol de cualquier sustancia contiene 6,022 x 10^{23} partículas, para calcular el número de moléculas en 1,50 mol, se multiplica el número de mol por el número de Avogadro, así:

$$\text{X moléculas } CO_2 = 1{,}50 \text{ mol } CO_2 \times \frac{6{,}022.10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2}$$

$$\mathbf{X = 9{,}03 \times 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}$$

Número de moléculas que contiene la muestra = $9{,}03 \times 10^{23}$ moléculas CO_2.

Ejercicio 2

Calcular la cantidad de mol que contienen $4,0 \times 10^{23}$ átomos de calcio, Ca, un elemento esencial para los huesos y dientes.

Regla: Para calcular el número de mol a partir del número de partículas, se divide la cantidad de partículas por $6,022 \times 10^{23}$ (N_A).

Solución

Si $6,022 \times 10^{23}$ partículas de cualquier sustancia son un mol, para calcular el número de mol que contiene $4,0 \times 10^{23}$ átomos de Ca, se divide el número de partículas por el número de Avogadro; así:

$$X \text{ mol Ca} = 4{,}0.10^{23} \text{ átomos Ca} \times \frac{1 \text{ mol}}{6{,}022.10^{23} \text{ átomos Ca}}$$

X = 0,673 mol Ca

La muestra tiene 0,673 mol Ca.

4.3. Masa molar

En las sustancias químicas 1 gramo de sustancia equivale a N_A uma y 1 mol de sustancia contiene N_A entidades elementales, por lo que tenemos que:

— La masa de 1 mol de átomos coincide numéricamente siempre con la masa atómica, expresada en gramos, si se trata de un elemento.

— La masa de 1 mol de moléculas coincide con la masa de una molécula, masa molecular, expresada en gramos, si se trata de un compuesto.

Esto nos conduce al concepto de **Masa molar** de una sustancia que es la masa de un mol de dicha sustancia o su masa molecular expresada en gramos, por lo que numéricamente es igual a la masa atómica (u.m.a.) y a la masa molecular (u.m.a.), pero expresada en gramos.

Masa Molar (M) es la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia. Sus unidades son: $g.mol^{-1}$ o g/mol.

$$M = \frac{\text{masa (g)}}{\text{n.º mol}}$$

1 MOL ⟷ MASA MOLAR (gramos) ⟷ $6,022.10^{23}$ partículas

MASA ATÓMICA (UMA) = MASA MOLECULAR (UMA) = MASA MOLAR (GRAMOS)

1 MOL = $6,022 \times 10^{23}$ ÁTOMOS DE UN ELEMENTO = MASA MOLAR (gramos)

1 MOL = $6,022 \times 10^{23}$ MOLÉCULAS DE UN COMPUESTO = MASA MOLAR (gramos)

Lo que significa que en el caso del elemento carbono-12 tenemos que:

1 átomo de ^{12}C = 12,00 uma

1 mol de átomos de ^{12}C = 12,00 g ^{12}C

Masa molar del ^{12}C = 12,00 g

En el caso de los compuestos iónicos en estado sólido, aun cuando no existen moléculas discretas (de los elementos que las componen), puede utilizarse también el término mol. Así, por ejemplo, en la molécula de cloruro sódico, NaCl tenemos iones de sodio y de cloro (Figura 20), por lo que un mol de NaCl, esto es 58,5 g, es la cantidad que contiene N_A iones Na^+ y N_A iones Cl^- , por tanto tenemos que:

1 molécula de NaCl → **Masa molecular = 58,5 u.m.a.**

1 mol de NaCl → **Masa molar = 58,5 gramos**

1 átomo de sodio, Na → **Masa atómica = 23,0 u.m.a.**

1 mol de sodio, Na → **Masa molar = 23,0 gramos**

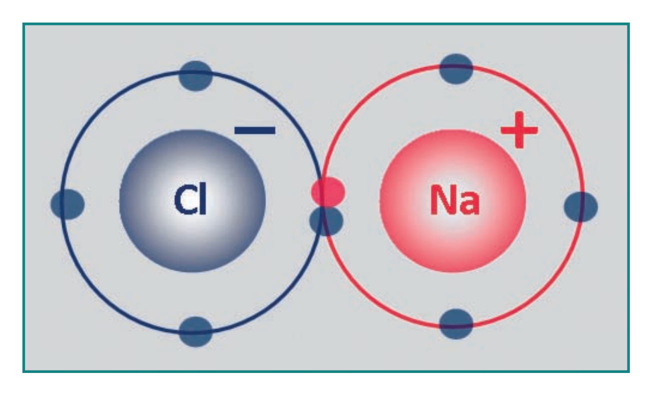
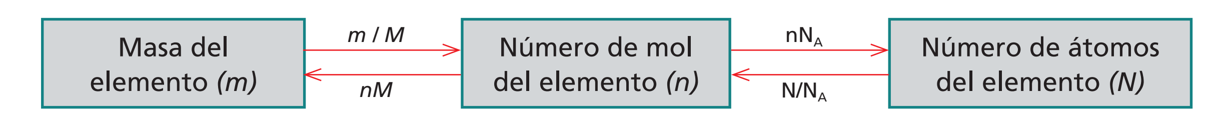


Figura 20. Molécula de NaCl.

Los conceptos de número de Avogadro y masa molar nos permiten efectuar conversiones entre masa y mol de átomos y entre mol y número de átomos, como se recoge en el Esquema 4, donde se pueden ver las relaciones entre la masa (*m* en gramos) de un elemento y el número de mol del elemento *(n)* y entre el número de mol de un elemento y el número de átomos *(N)* de un elemento, siendo *M* la masa molar (g/mol) del elemento y N_A el número de Avogadro. Es decir que, por ejemplo:

— Para transformar **mol a átomos o moléculas**, se multiplica el número de mol por el n.º de Avogadro, $6{,}022 \times 10^{23}$.

— Para transformar **átomos o moléculas a mol**, se divide el número de átomos o moléculas entre $6{,}022 \times 10^{23}$ (Nº Avogadro), etc.



Esquema 4. Conversiones utilizando N_A, mol y masa molar.

En base a las relaciones que hemos establecido podemos convertir de una a otra unidad utilizando **factores de conversión**:

$$\text{cantidad requerida} = \text{cantidad dada} \times \left[\frac{\text{Factor de}}{\text{conversión}}\right]$$

Siempre tenemos que tener en cuenta que la unidad del dato y del denominador del factor de conversión, debe ser la misma.

Ejemplos

1. ¿Cuántos átomos están contenidos en 16,3 g del elemento Azufre (S)? (Masa molar S = 32,064 g).

Solución

Necesitamos convertir gramos de S a átomos de S.

Para este factor de conversión necesitamos la masa atómica pero expresada en gramos, es decir la masa molar del azufre: 32,064 g S, pues sabemos que:

$$1 \text{ mol-átomos S} \rightarrow 32{,}064 \text{ g S}$$
$$1 \text{ mol-átomos S} \rightarrow 6{,}022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

Por lo tanto, el factor de conversión será:

$$\text{X átomos S} = 16{,}300 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32{,}064 \text{ g S}} \times \frac{6{,}022.10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 3{,}061.10^{23} \text{ átomos S}$$

En la Tabla 5 se puede ver un resumen de los conceptos estudiados anteriormente, con el ejemplo del compuesto sulfato sódico, Na_2SO_4:

Tabla 5. Conceptos de molécula, mol y número de Avogadro.

Resumen para el compuesto: Na_2SO_4
Na^+ $O=S(=O)(O^-)O^-$ Na^+
Es una molécula constituida por: **2 átomos de sodio, Na, 1 átomo de azufre, S, y 4 átomos de oxígeno, O**
Si tomamos el número de Avogadro de moléculas tenemos que: **1 mol contiene: 2 at-g de Na, 1 at-g de S y 4 at-g de O** **$6{,}022.10^{23}$ moléculas que contienen: $2 \times 6{,}022.10^{23}$ átomos de sodio** **$1 \times 6{,}022.10^{23}$ átomos de azufre** **$4 \times 6{,}022.10^{23}$ átomos de oxígeno**
1 mol pesa 142 gramos y contiene 46 g de Na, 32 g de S y 64 g de O

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Cuál es la masa, en gramos, de $3{,}01.10^{23}$ átomos de Na? (Masa atómica: Na = 22,99 g).

Solución

Por definición, sabemos que:

$$1 \text{ Mol} = 6{,}022 \times 10^{23} \text{ Átomos de un elemento} = \text{Masa Molar (gramos)}$$

Luego:

$$6{,}022.10^{23} \text{ átomos de Na} \rightarrow 22{,}99 \text{ g Na}$$
$$3{,}01.10^{23} \text{ átomos de Na} \rightarrow \text{X g Na}$$

$$\text{X g Na} = 3{,}01.10^{23} \times \frac{22{,}99 \text{ g}}{6{,}022.10^{23} \text{ átomos}}$$

X = 11, 49 g

Ejercicio 2

¿Cuántos átomos de hidrógeno, H, hay en 72,5 g de C_3H_8O? (Masas atómicas C = 12, O = 16, H = 1)

Solución

Sabemos que:

$$1 \text{ mol } C_3H_8O = (3 \times 12) \text{ C} + (8 \times 1) \text{ H} + 16 \text{ O} = 60 \text{ g } C_3H_8O \text{ (Masa molar g)}$$
$$1 \text{ mol-moléculas } C_3H_8O = 8 \text{ mol átomos de H}$$
$$1 \text{ mol-átomos H} = 6{,}022.10^{23} \text{ átomos de H}$$

Por lo tanto:

$$60 \text{ g } C_3H_8O \rightarrow 1 \text{ mol } C_3H_8O$$
$$72{,}5 \text{ g } C_3H_8O \rightarrow \text{X mol } C_3H_8O$$
$$\text{X} = 1{,}20 \text{ mol } C_3H_8O$$

$$1 \text{ mol-moléculas } C_3H_8O \rightarrow 8 \text{ mol átomos de H}$$
$$1{,}20 \text{ mol-moléculas } C_3H_8O \rightarrow \text{X mol átomos de H}$$
$$\text{X} = 9{,}66 \text{ mol átomos H}$$

$$1 \text{ mol-átomos H} \rightarrow 6{,}022.10^{23} \text{ átomos de H}$$
$$9{,}66 \text{ mol-átomos H} \rightarrow \text{X átomos de H}$$

X = $5{,}82.10^{24}$ átomos de H

También se puede calcular directamente mediante la siguiente relación o **factor de conversión**:

$$\text{X átomos de H} = 72{,}5 \text{ g } C_3H_8O \times \frac{1\text{mol } C_3H_8O}{60 \text{ g } C_3H_8O} \times \frac{8 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ mol } C_3H_8O} \times \frac{6{,}022.10^{23}}{1\text{mol átomos}}$$

X = $5{,}82\ .10^{24}$ átomos de H

Ejercicio 3

¿Cuál de las siguientes cantidades contiene el mayor número de átomos de oro?: *a)* 26,02 g de oro, *b)* 0,15 át-g de oro, c) $4{,}98.10^{22}$ átomos de oro. (Masa atómica: Au= 197).

Solución

Para poder hacer las cantidades comparables vamos a expresarlas en número de átomos.

a) En 26,02 g de oro

Como *A* (Au) = 197, un átomo-gramo de Au = 197 g y contendrá un Número de Avogadro de átomos ($6{,}022.10^{23}$).

Por tanto, los 26,02 g:

$$\frac{197 \text{ g Au (1 át-g)}}{6{,}022.10^{23} \text{ átomos}} = \frac{26{,}02 \text{ g}}{X}$$

$X = 7{,}95.10^{22}$ átomos

b) El número de átomos que hay en 0,15 át-g de oro será:

$0{,}15 \times 6{,}022.10^{23} =$ **$9{,}03.10^{22}$ átomos**

c) **$4{,}98.10^{22}$ átomos**

Por lo tanto, de las tres cantidades la ***b)* 0,15 át-g de oro**, será la que contiene **mayor número de átomos de Au.**

5. DENSIDAD. VOLUMEN MOLAR

5.1. Densidad

La densidad es un concepto muy importante en química, ya que mide la relación o proporción que existe entre la cantidad de materia y el volumen que ocupa. Es una medida utilizada por la física y la química para determinar la cantidad de masa contenida en un determinado volumen.

La densidad, es una de las propiedades más características de cada sustancia, y se define como la relación que existe entre el volumen y la masa de un objeto o sustancia.

$$d = \frac{m}{V}$$

siendo:

d = densidad.
m = masa.
V = volumen.

Sus unidades son kg/m^3, sin embargo es muy frecuente expresarla en g/cm^3, teniendo siempre en cuenta que 1 kg/m^3 equivale a 10^{-3} g/cm^3:

$$1\ \frac{kg}{m^3} = 1\ \frac{10^3\ g}{10^6\ cm^3} = 1\ \frac{g}{10^3\ cm^3} = 10^{-3}\ \frac{g}{cm^3}$$

Es una propiedad física que es característica de las sustancias puras y es independiente de la cantidad y tamaño de la muestra.

Densidad es la relación que existe entre el volumen y la masa de una sustancia. Es la masa de la unidad de volumen.

La fórmula de la densidad (masa / volumen) se puede aplicar para cualquier sustancia, no obstante ésta debe ser homogénea, pues en sustancias heterogéneas la densidad va a ser distinta en diferentes partes. En el caso de que se presente este problema lo que se debe hacer es sacar la densidad de las distintas partes y, a partir de las cifras obtenidas, calcular el promedio ponderado con la participación de cada parte.

La densidad de una sustancia puede variar si se cambia la presión o la temperatura. En general, en el caso de que la presión aumente, la densidad del material también lo hace; por el contrario, en el caso de que la temperatura aumente, la densidad baja.

En los líquidos, el volumen varía mucho con la temperatura y poco con la presión, y lo mismo ocurre con su densidad. Cuando aumenta la temperatura aumenta el volumen y, si no varía la masa, disminuye el valor de la densidad. Por ello en las tablas de densidades debe especificarse la temperatura a la que se determinó cada valor de densidad del líquido.

Como los gases son muy compresibles, además de la temperatura también ha de especificarse la presión absoluta a la cual se determinó su densidad.

5.2. Volumen molar

La materia puede presentarse en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso, y en cualquiera de ellas, la materia ocupa un volumen (Figura 21).

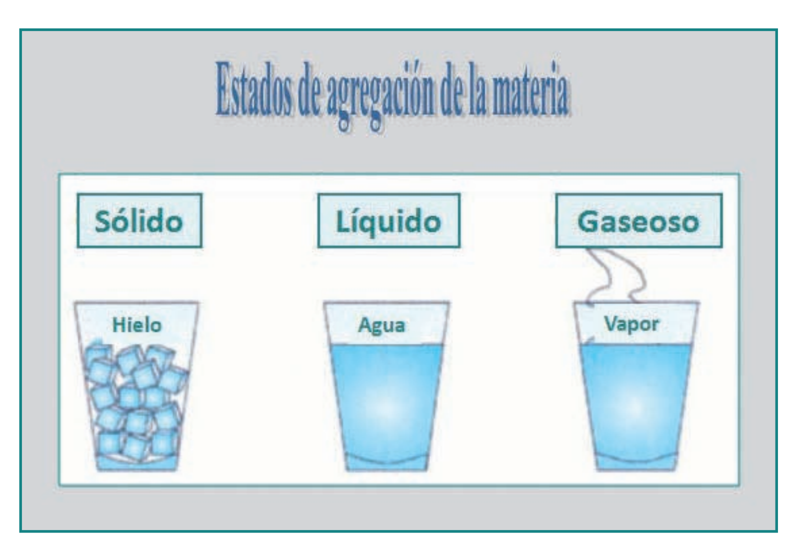


Figura 21. Estados de agregación de la materia.

El volumen que ocupa 1 mol de cualquier sustancia se denomina volumen molar, y varia mucho según sea un sólido, un líquido o un gas.

Volumen molar de una sustancia es el volumen que ocupa un mol de la misma.

El valor del volumen molar de cualquier sólido o líquido es característico de cada uno de ellos, sin embargo, el valor del volumen molar de los gases es bastante parecido en todos ellos. La explicación se obtiene con el principio de Avogadro, que sólo se refiere a gases. Como un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de moléculas y, según Avogadro, el mismo número de moléculas de gases ocupan volúmenes iguales (en idénticas condiciones) entonces podemos decir que:

1 mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa, en idénticas condiciones, el mismo volumen.

Se ha comprobado experimentalmente que este volumen, a 0 °C y 1 atmósfera (condiciones estándar), es de **22,4 litros** y contiene $6{,}022.10^{23}$ partículas o entidades elementales, que es el número de Avogadro.

1 mol gas ocupa 22,4 L y contiene $6{,}022.10^{23}$ partículas

Recuerde que condiciones estándar de presión y temperatura (TPE) corresponden a una temperatura de 0 °C (o 273,15 K) y a una presión de 1 atm (760 mmHg). En algunas ramas de la química, en las que se usan disoluciones acuosas, se usa también las condiciones normales o ambientales de presión y temperatura (c.n. o CNPT) que corresponden a una presión de 1 atm y una temperatura de 25 °C (o 298,15 K) (algunos autores asignan los valores de temperatura: 15 °C, 20 °C, 25 °C y 27 °C).

Ejemplos

Se puede observar que 4,0 g de He, 71 g de Cl_2 y 16 g de CH_4, etc., ocupan 22,4 litros cada uno, en condiciones estándar (Figura 22).

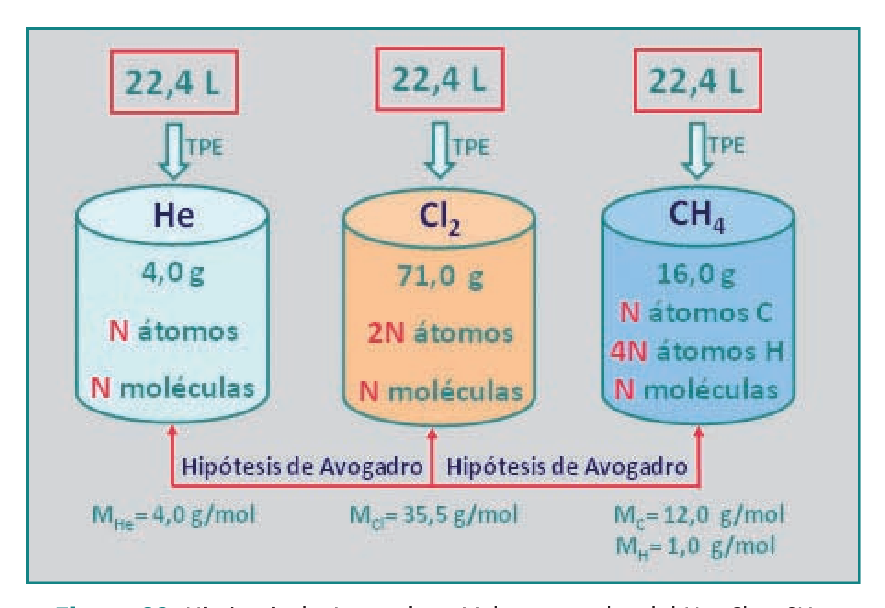


Figura 22. Hipótesis de Avogadro y Volumen molar del He, Cl_2 y CH_4.

Por lo tanto (Figura 23):

> Un mol de cualquier gas, en condiciones estándar (0 °C y 1 atm.) ocupa un volumen, aproximado, de 22,4 litros.

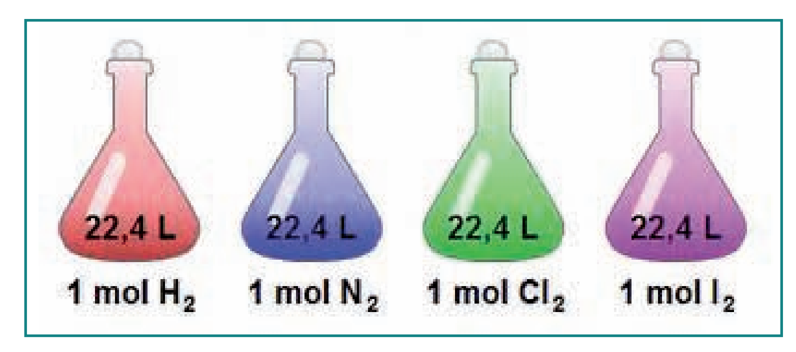


Figura 23. Definición de volumen molar.

Siempre que hablemos de volumen molar de una sustancia y no especifiquemos su estado de agregación, nos estamos refiriendo a un gas ideal medido en condiciones estándar de presión y temperatura. Experimentalmente se ha podido comprobar que a bajas presiones y temperaturas moderadas, cualquier gas se comporta como un gas ideal.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué volumen ocupan 0,75 mol de N_2 en condiciones estándar?

Regla: El volumen que ocupa 1 mol de cualquier gas en condiciones estándar (0° C y 1 atm de presión) es igual a 22,4 litros.

Solución

$$1 \text{ mol de } N_2 \rightarrow 22{,}4 \text{ litros}$$

$$0{,}75 \text{ mol } N_2 \rightarrow X \text{ litros}$$

$$X = (0{,}75)\ (22{,}4)\ /\ 1\ X$$

X = 16,8 litros

Ejercicio 2

¿Qué volumen ocupan 100 g de CO_2 en condiciones estándar? (Masas atómicas: C = 12; O = 16).

Solución

Primero se debe convertir los 100 gramos a mol, teniendo en cuenta que la masa molar del CO_2 = 44.

$$1 \text{ mol } CO_2 \rightarrow 44 \text{ g}$$

$$X \text{ mol } CO_2 \rightarrow 100 \text{ g}$$

X = 2,27 mol

Luego tenemos que:

1 mol de CO_2 → 22,4 litros

2,27 mol CO_2 → X litros

X = (2,27) (22,4) / 1 X = **50,8 litros**

Ejercicio 3

a) ¿Cuántos mol y moléculas hay en 4,25 gramos de amoníaco, NH_3?, b) ¿qué volumen ocupa en condiciones estándar de T y P (0 °C y 1 atm)? (Datos: PM (NH_3) = 17).

Solución

a) Calculo Mol y moléculas:

1 mol NH_3 pesa → 17 gramos

X mol NH_3 pesan → 4,25 gramos

X = 0,25 mol

17 g → $6{,}022.10^{23}$ moléculas NH_3

4,25 g → X moléculas NH_3

X = $1{,}5.10^{23}$ moléculas

b) Calculo del volumen:

17 g → 22,4 L

4,25 g → X L

X = 5,6 L

6. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN COMPUESTO. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR. COMPOSICIÓN CENTESIMAL

6.1. Determinación de la fórmula de un compuesto

Como hemos visto con anterioridad, para representar la composición de los compuestos químicos, las moléculas y los compuestos iónicos, se usan las *fórmulas* químicas.

Una **fórmula química** es un conjunto de símbolos (de los elementos que componen la sustancia) y números, en forma de subíndices, que indican el número de átomos en lo que se denomina *entidad elemental*, como, por ejemplo, la fórmula química H_2O_2 corresponde al agua oxigenada, Na_2S es la del sulfuro sódico, $Ba(NO_3)_2$ la del nitrato de bario, etc.

La gran utilidad del empleo de fórmulas radica en que nos expresan la composición cualitativa y cuantitativa de las moléculas/compuestos químicos. Así, la fórmula del agua oxigenada, H_2O_2 (Figura 24), nos dice que está compuesta por dos elemen-

tos, que son el hidrógeno y el oxígeno pero, además, los subíndices nos indican que cada una de sus moléculas está formada por 4 átomos: 2 de hidrógeno y 2 de oxígeno.

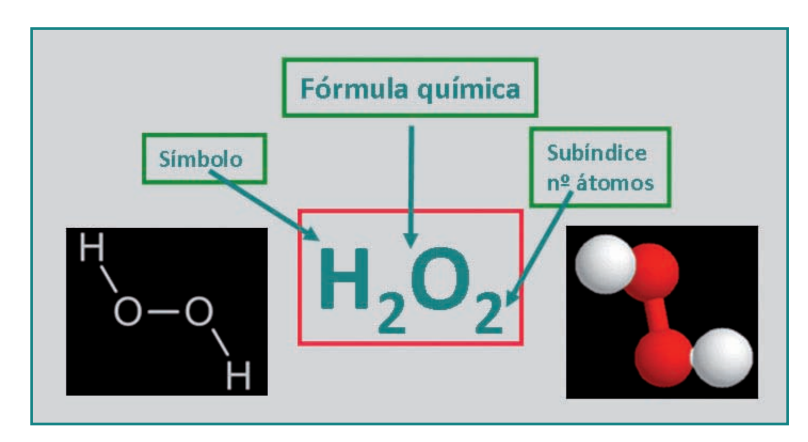


Figura 24. Fórmula química del agua oxigenada.

Conociendo la fórmula de un compuesto y los pesos atómicos de los elementos que lo forman, puede determinarse fácilmente la composición del mismo, e inversamente si se conoce por análisis químico la composición de un compuesto y los pesos atómicos de sus elementos, puede averiguarse de forma muy sencilla su fórmula. Es decir, que una vez tabuladas las masas atómicas de los elementos, para conocer la fórmula de un compuesto debemos realizar experimentalmente:

— Un análisis cualitativo, que determina los elementos que forman el compuesto, es decir, su composición cualitativa.

— Un análisis cuantitativo, que nos indica el porcentaje en masa de cada elemento. Así, por ejemplo, el análisis del agua nos diría que contiene un 11,19% de hidrógeno y un 88,81% de oxígeno, lo que quiere decir que en cada 100 g de agua hay 11,19 g del primer elemento y 88,81 del segundo. En el caso de compuestos orgánicos es muy frecuente el análisis por combustión.

Existen dos tipos de fórmulas químicas: fórmula empírica y fórmula molecular.

6.2. Fórmula empírica y fórmula molecular

Con los datos obtenidos en un análisis químico podemos conocer la fórmula de un compuesto desconocido. El resultado de un análisis elemental cuantitativo nos permite establecer la llamada *fórmula empírica*, y para conocer la *fórmula molecular*, es decir, el número de átomos de cada elemento que forman la molécula, es necesario conocer la masa molecular de la sustancia en cuestión.

6.2.1. Fórmula empírica

La **Fórmula empírica**, nos da únicamente la relación numérica más simple en que se encuentran los átomos en la molécula, es decir, nos indica cuáles son los elementos que la integran, y la proporción mínima, en números enteros, existente entre los átomos o iones de dichos elementos, pero no necesariamente indica el número real de átomos en una molécula determinada. Así, en el ejemplo anterior del peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, su *fórmula empírica* es HO (Figura 25).

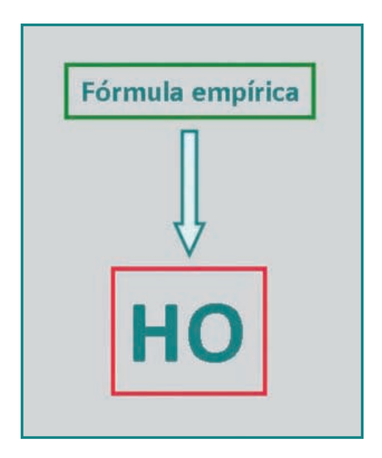


Figura 25. Fórmula empírica.

Como en una fórmula empírica los subíndices se reducen a la razón de números enteros más sencilla, generalmente, no nos da mucha información sobre el compuesto. Así, por ejemplo, la fórmula empírica CH_2O, representa un compuesto formado por carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O) en la proporción 1:2:1 (el subíndice 1 se omite en las fórmulas), pero estos números no nos indican necesariamente el número real de átomos de cada elemento que forman la molécula, sino únicamente la relación en la que se encuentran. De hecho hay tres compuestos químicos con esta misma fórmula empírica: el ácido acético ($C_2H_4O_2$), el formaldehído (CH_2O) y la glucosa ($C_{12}H_6O_{12}$), que son muy diferentes entre si.

6.2.2. Fórmula molecular

La **Fórmula molecular**, nos indica el número **real** de átomos que forman la molécula, es decir, nos señala su composición exacta informándonos de cuántos átomos de cada elemento forman la «unidad estructural» del compuesto. Por tanto, el subíndice numérico indica el número **real** de átomos de cada elemento que están presentes, por lo que la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H_2O_2 (Figura 26). Sin embargo, la fórmula molecular no define unívocamente a un compuesto, en particular a los compuestos orgánicos, por lo que para ello se utiliza la **Fórmula estructural** que nos muestra el orden en el que se unen los átomos en una molécula y los tipos de enlace (Figura 26).

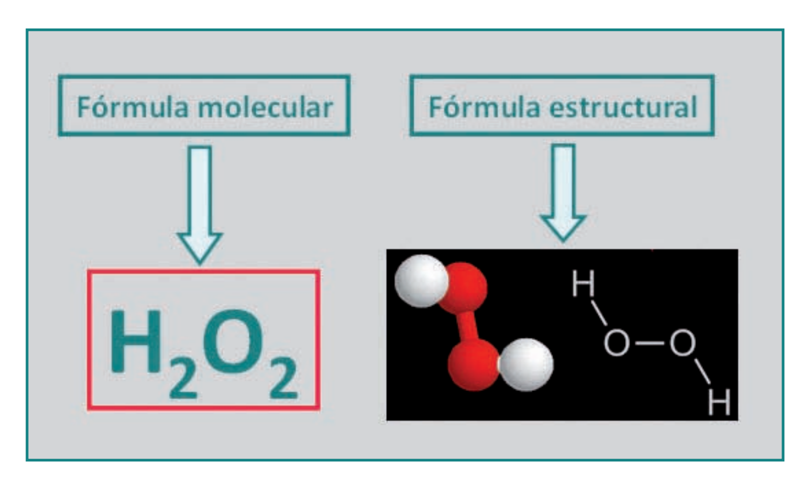


Figura 26. Fórmula molecular y estructural del peróxido de hidrógeno.

En algunos compuestos ambas fórmulas coinciden como, por ejemplo, en el caso del agua, H_2O, donde la fórmula empírica es la misma que la molecular, y no aparece un subíndice para el O debido a que sólo hay un átomo de oxígeno en la molécula del agua, es decir, que siempre se omite el subíndice «uno» (1) de las fórmulas. Otros ejemplos son, el formaldehído CH_2O, el amoniaco NH_3, el metano CH_4, el dióxido de carbono CO_2, etc.

La fórmula molecular es la que habitualmente se utiliza y es un múltiplo entero de la fórmula empírica, así, en el caso del ácido acético su fórmula molecular, $C_2H_4O_2$, es dos veces su fórmula unidad o empírica, CH_2O.

Formula molecular $\rightarrow$ (Fórmula empírica)$_n$

Una vez que se conoce la fórmula molecular, también se conoce la fórmula empírica, pero no al revés. Entonces, para averiguar la primera a partir de la segunda es necesario conocer la masa o peso molecular del compuesto.

Para determinar la fórmula empírica de un compuesto, debemos calcular el número relativo de átomos que hay de cada elemento en la molécula (que es lo mismo que calcular el número relativo de mol). Una vez calculados estos números relativos, a continuación, dividimos los resultados obtenidos por el menor de ellos, y al hacerlo nos quedaran números enteros sencillos, que nos darán la fórmula empírica del compuesto a la que corresponderá una masa molecular determinada. Como se ha indicado, la fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica. Dividiendo ambas masas moleculares, masa del compuesto y masa de la fórmula empírica, obtenemos la relación entre la fórmula molecular y la empírica, es decir, el valor de n:

Fórmula molecular $\rightarrow$ (Fórmula empírica)$_n$

$$n = \frac{\text{Masa molecular compuesto}}{\text{Masa molecular fórmula empírica}}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir la fórmula empírica a partir de la fórmula molecular de las siguientes moléculas: *a)* acetileno, C_2H_2; *b)* glucosa, $C_6H_{12}O_6$; *c)* oxido nitroso, N_2O.

Regla: Para establecer la fórmula empírica, los subíndices de la fórmula molecular se deben escribir como los números enteros más pequeños que nos sea posible.

Solución

a) Acetileno, C_2H_2

En el acetileno tenemos dos átomo de carbono y dos de hidrógeno, por lo que dividiendo los dos subíndices entre 2, se obtiene la fórmula empírica: **CH.**

b) Glucosa, $C_6H_{12}O_6$

En la glucosa tenemos 6 átomos de carbono, 12 de hidrógeno y 6 de oxígeno. En este caso, vemos que al dividir los subíndices entre 6 se obtiene la fórmula empírica: **CH_2O.**

Si dividimos los subíndices entre 3, se obtendría la fórmula: $C_2H_4O_2$, aunque la relación de átomos de C, H y O es 1 : 2 : 1, es decir, la misma que en la fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$, sin embargo, esa fórmula no es la fórmula empírica por no ser la más sencilla, ya que los subíndices no mantienen la proporción «más pequeña» en números enteros.

c) Oxido nitroso, N_2O

En este caso, debido a que los subíndices son los números enteros más pequeños posibles, la fórmula empírica y la fórmula molecular del oxido nitroso son las mismas, **N_2O.**

Ejercicio 2

Tenemos 5 g de un compuesto orgánico gaseoso cuya masa molecular es 74 uma. Analizada su composición, obtenemos 2,43 g de C, 2,16 g de O y 0,41 g de H. Calcular su fórmula empírica y molecular. (Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1).

Solución

a) Lo primero que tenemos que hacer es calcular los mol de cada átomo que existen en el compuesto:

C: 12 g → 1 mol

$$2{,}43 \text{ g} \rightarrow X \text{ mol} \qquad X = \frac{2{,}43 \times 1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 0{,}20 \text{ mol de C}$$

$$\textbf{H:}\ X = \frac{0{,}41 \times 1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} = 0{,}41 \text{ mol de H}$$

$$\textbf{O:}\ X = \frac{2{,}16 \times 1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 0{,}14 \text{ mol de O}$$

Es decir, que tenemos 0,20 mol de C, 0,41 mol de H y 0,14 mol de O. Con estos datos obtendríamos la siguiente fórmula → $\mathbf{C_{0,20}H_{0,41}O_{0,14}}$

Como las fórmulas no se expresan en fracciones de átomos, tenemos que dividir todos los resultados obtenidos por el menor de ellos, es decir, por 0,14:

$$C = \frac{0{,}20}{0{,}14} = 1{,}4; \qquad H = \frac{0{,}41}{0{,}14} = 2{,}9; \qquad O = \frac{0{,}14}{0{,}14} = 1$$

A continuación, para obtener números enteros multiplicamos todos por 2, se redondea y nos queda la fórmula empírica:

Fórmula empírica: $C_3H_6O_2$

b) La masa molecular de la fórmula empírica es:

$$C\ (12 \times 3) + H\ (6 \times 1) + O\ (2 \times 16) = 74\ uma$$

Como la fórmula molecular es múltiplo entero de la fórmula empírica, ésta será:

Formula molecular → (Fórmula empírica)$_n$

$$(C_3H_6O_2) = 74 \rightarrow n\ .\ 74 = 74 \rightarrow n = 1$$

Fórmula molecular es: $C_3H_6O_2$

En este caso nos coincide la fórmula molecular con la fórmula empírica.

Ejercicio 3

En una muestra de 100 g de un compuesto gaseoso determinado hay 85,63 g de C y 14,37 g de H. *a)* ¿Cuántos átomos de cada elemento hay en la muestra? *b)* ¿Cuál es su fórmula empírica? *c)* Si su densidad, medida experimentalmente en condiciones normales, es de 1,875 g/L, ¿cuál es su fórmula molecular? (Masas atómicas: C = 12, H = 1).

Solución

a) y b) Primero calculamos los mol de cada elemento.

La masa atómica del C es 12 g/mol, luego en 85,63 g de C habrá:

$$X \text{ mol átomos C} = 85{,}63 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12 \text{ g C}} = 7{,}13 \text{ mol átomos C}$$

Procedemos de la misma forma para el H:

$$X \text{ mol átomos H} = 14{,}37 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ g H}} = 14{,}37 \text{ mol átomos H}$$

Para buscar la relación entre átomos dividimos por la cantidad menor, 7,13:

$$\frac{14{,}37 \text{ mol átomos H}}{7{,}13 \text{ mol átomos C}} = 2{,}02 \cong 2$$

Luego, el carbono y el hidrógeno se combinan en una proporción de 1 mol de átomos de C por 2 mol de átomos de hidrógeno. Como 1 mol de C tiene el mismo número de átomos que 1 mol de átomos de H, resulta que los átomos de C se combinan con los átomos de H en la relación 1:2. Entonces, la fórmula empírica será:

Fórmula empírica → CH_2

c) La relación más sencilla (su fórmula empírica) es CH_2, pero cualquiera de sus múltiplos tiene la misma composición como, por ejemplo: C_2H_4, C_3H_6, etc.

La verdadera fórmula del compuesto es un múltiplo entero de la fórmula empírica.

Como la densidad medida experimentalmente es d = 1,875 g/L, y d = m / V, la masa molecular del compuesto será:

$$m = 1{,}875 \text{ g/L} \times \frac{22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 42 \text{ g/mol}$$

Como sabemos que: **Formula molecular → (Fórmula empírica)$_n$**

(masa CH_2) . n = masa molecular compuesto

$$n = \frac{\text{masa molecular compuesto}}{\text{masa } CH_2} = \frac{42 \text{ g}}{14 \text{ g}} = 3$$

Luego como n = 3, la **fórmula molecular** del compuesto será: **C_3H_6.**

6.3. Composición centesimal o porcentual

Como hemos visto, el análisis químico de un compuesto nos permite determinar los elementos que forman el mismo y en qué cantidad participa cada uno de ellos en la molécula. Una vez que conocemos los elementos que lo forman y su composición en masa podemos determinar la fórmula del compuesto desconocido. Pero también se puede proceder a la inversa, una vez que conocemos la fórmula de un compuesto, es decir, qué átomos y en qué cantidad la componen, podemos determinar muy fácilmente la **composición centesimal** (o porcentaje en masa o composición porcentual) del compuesto y, por tanto, la cantidad de cualquiera de sus elementos que la componen. La composición centesimal es la misma en las fórmulas empírica y molecular.

Composición centesimal o porcentual en masa es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto.

La composición porcentual o centesimal se obtiene al dividir la masa de cada elemento contenida en 1 mol del compuesto entre la masa molar del compuesto y multiplicando por 100%, para que el resultado obtenido quede expresado en tanto por ciento. De manera matemática, la composición porcentual de un elemento en un compuesto se expresa de la siguiente manera:

Composición porcentual de un elemento A

$$\% \ A = \frac{n \times \text{masa molar A}}{\text{masa molar compuesto}} \times 100$$

donde: n = número de mol del elemento contenidos en 1 mol compuesto.

Por tanto, a partir de la fórmula empírica o la molecular, es posible calcular la composición centesimal de un compuesto.

Ejemplo

En la Figura 27 se muestra el cálculo del porcentaje en masa o composición centesimal de cada uno de los elementos que constituyen el etanol de fórmula: C_2H_6O. (Masas atómicas: C = 12,01 g/mol; H = 1,008 g/mol; O = 16,00 g/mol).

Como vemos en 1 mol de etanol de fórmula C_2H_6O, hay 2 mol de átomos de C, 6 mol de átomos de H y 1 mol de átomos de O. Las masas molares (masas atómicas) del C, H y O son 12,01 g; 1,008 g y 16,00 g, respectivamente, y la masa molar del etano (C_2H_6O) es:

$$\text{Masa molar } C_2H_6O = C\ (2 \times 12{,}01) + H\ (6 \times 1{,}008) + O\ (1 \times 16{,}00) = 46{,}07 \text{ g}$$

Por lo que la composición porcentual se calcula como se muestra en la Figura 27:

Composición porcentual de un elemento A

$$\%\ A = \frac{\text{N.º átomos A} \times \text{masa atómica A}}{\text{masa molecular compuesto}} \times 100$$

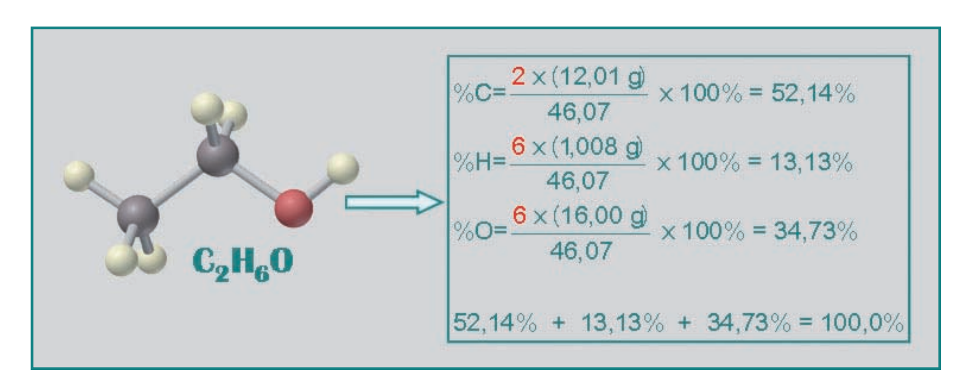


Figura 27. Composición centesimal del compuesto C_2H_6O.

Asimismo, a partir de la composición centesimal de un compuesto podemos calcular el número de mol de cada elemento, que nos indica la fórmula empírica y, si se conoce la masa molecular, podemos calcular la fórmula molecular de éste. Para ello, a partir de la composición centesimal del compuesto se calcula el número relativo de átomos que hay de cada elemento en la molécula. El porcentaje en masa se transforma fácilmente en la relación entre el número de átomos, dividiendo el % de cada elemento entre su masa atómica (que es lo mismo que calcular el número relativo de mol).

$$\text{N.º átomos elemento A} = \frac{\%\text{ en masa elemento A}}{\text{masa atómica elemento A}}$$

A continuación, se procede de manera análoga a la indicada anteriormente, es decir, que una vez calculados estos números relativos, dividimos los resultados obtenidos por el menor de ellos, y al hacerlo nos quedaran números enteros sencillos, que nos darán la fórmula empírica del compuesto a la que corresponderá una masa molecular determinada. La fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica. Dividiendo ambas masas moleculares, masa del compuesto y masa de la fórmula

empírica, obtenemos la relación entre la fórmula molecular y la empírica, es decir, el valor de n.

De la misma forma, cuando se conocen las masas atómicas de los elementos que forman un compuesto y, además, la masa molecular de éste y su composición centesimal, el número de átomos de cada elemento se puede calcular mediante la siguiente ecuación:

$$\text{N.º átomos} = \frac{\% \times \text{masa molecular compuesto}}{\text{masa atómica elemento} \times 100}$$

Ejemplo

Calcular la fórmula empírica y molecular de un compuesto que contiene un 39,99% de carbono, un 6,72% de hidrógeno y un 53,28% de oxígeno, y cuya masa molecular es 180,18 g/mol. (Masas atómicas (g/mol): (H) = 1,01; (C) = 12,01; (O) = 16,00).

Como se ha indicado, para determinar la fórmula empírica de un compuesto, debemos calcular el número relativo de átomos que hay de cada elemento en la molécula.

$$\text{N.º átomos elemento A} = \frac{\text{\% en masa elemento A}}{\text{masa atómica elemento A}}$$

Por lo tanto:

$$\textbf{C} \rightarrow \frac{39{,}99\%}{12{,}01\ \text{g}} = \frac{39{,}99\ \text{g} \times 1\ \text{mol C}}{12{,}01\ \text{g}} = 3{,}33\ \text{mol de C}$$

$$\textbf{H} \rightarrow \frac{6{,}72\%}{1{,}01\ \text{g H}} = 6{,}65\ \text{mol de H}$$

$$\textbf{O} \rightarrow \frac{53{,}28\%}{16{,}00\ \text{g O}} = 3{,}33\ \text{mol de O}$$

A continuación, como no son números enteros, divido por el número más pequeño:

$$\frac{3{,}33}{3{,}33} = 1; \quad \frac{6{,}65}{3{,}33} = 2$$

Fórmula empírica: CH_2O

Fórmula molecular: se calcula primero la masa de la fórmula empírica. M (CH_2O) = 30,03 g/mol.

La fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica. Dividiendo ambas masas moleculares, masa del compuesto y masa de la fórmula empírica, obtenemos la relación entre la fórmula molecular y la empírica, es decir, el valor de n.

$$n \times M\ (CH_2O) = Mm \quad \rightarrow \quad \frac{180,18}{30,03} = 6$$

La **Fórmula molecular** será 6 x (CH_2O) $\rightarrow$ **$C_6H_{12}O_6$**.

Igualmente, se puede calcular el nº de átomos de cada elemento mediante la siguiente ecuación:

$$\text{N.º átomos} = \frac{\% \times \text{masa molecular compuesto}}{\text{masa atómica elemento} \times 100}$$

$$\text{N.º átomos C} = \frac{39,99\% \times 180,18}{12,01 \times 100} = 5,9 \cong 6 \text{ átomos C}$$

De la misma forma se calculan el nº de átomos de H y O.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El nitrato de amonio, NH_4NO_3, el cual se prepara a partir de ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcular los porcentajes de masa de los elementos en el nitrato de amonio. (Masas atómicas: N = 14,00; H = 1,01; O = 16,00).

Solución

Masa molar NH_4NO_3 = 2 × 14,0 + 4 × 1,01 + 3 × 16,0 = 80 g

$$\%\ N = \frac{2 \times 14,0\ g}{80\ g} \times 100 = 35\%$$

$$\%\ H = \frac{4 \times 1,01\ g}{80\ g} \times 100 = 5\%$$

$$\%\ O = \frac{3 \times 16,0\ g}{80\ g} = 60\%$$

Una forma de comprobar si es correcta la composición porcentual es sumar los porcentajes de cada elemento. El total de la suma debe ser igual a 100 o un valor muy cercano. Para nuestro ejercicio sería:

35 + 5 + 60 = 100

Ejercicio 2

Calcular la composición centesimal de cada uno de los elementos en el compuesto NH_3, amoniaco. (Masas atómicas H = 1,008 u, N = 14,007 u).

Solución

La fórmula de la molécula de amoniaco es NH_3, por lo que contiene 1 átomo de N y 3 átomos de H. El átomo H tiene una masa atómica de 1,008 u y el átomo de N tiene una masa atómica de 14,007 u. Por lo tanto, el compuesto NH_3 tiene una masa molecular de:

$$\text{N } (1 \times 14{,}007) + \text{H } (3 \times 1{,}008) = 14{,}007 + 3{,}024 = \mathbf{17{,}031\ u}$$

La composición centesimal será:

$$\mathbf{H} \rightarrow \ \%\ \text{H} = \frac{3{,}024 \text{ u H}}{17{,}031 \text{ u } NH_3} \times 100 = 17{,}76\% \text{ de Hidrógeno}$$

$$\mathbf{N} \rightarrow \ \%\ \text{N} = \frac{14{,}007 \text{ u N}}{17{,}031 \text{ u } NH_3} \times 100 = 82{,}24\% \text{ de Nitrógeno}$$

Por tanto su **composición centesimal** será: **17,76% de H y 82,24% de N.**

Una forma de comprobar si es correcta la composición porcentual es sumar los porcentajes de cada elemento. El total de la suma debe ser igual a 100 o un valor muy cercano. Para nuestro ejercicio sería:

$$17{,}76 + 82{,}24 = 100$$

Los porcentajes en masa de hidrógeno y nitrógeno, es decir, la composición centesimal, permanece invariable cualquiera que sea el número de moléculas que consideremos (ley de las proporciones definidas).

Ejercicio 3

Un compuesto está formado por: C = 70,02%; H = 3,36% y O = 26,64% y la masa molecular del compuesto es M = 240,02. Calcular su fórmula empírica y su fórmula molecular. (Masas atómicas: C = 12, O = 16; H = 1).

Solución

Para calcular la fórmula empírica debemos calcular el número relativo de átomos que hay de cada elemento. Para ello dividimos el % de cada elemento entre su masa atómica (es lo mismo que calcular el número relativo de mol). A continuación dividimos los resultados entre el número menor obtenido, y al hacerlo nos quedaran números enteros sencillos.

$$\%\ \text{C} = \frac{70{,}02}{12{,}00} = 5{,}835 \rightarrow \frac{5{,}835}{1{,}665} \cong 3{,}5$$

$$\% \text{ H} = \frac{3,36}{1,00} = 3,360 \rightarrow \frac{3,36}{1,66} \cong 2$$

$$\% \text{ O} = \frac{26,64}{16,00} = 1,66 \rightarrow \frac{1,66}{1,66} \cong 1$$

Los números enteros sencillos obtenidos son los subíndices de la fórmula empírica. Como en el Carbono, C, ha salido el número 3,5, para que todos sean números enteros los multiplicaremos por 2, quedando:

7 Carbonos, 4 hidrógenos y 2 oxígenos $\rightarrow$ **Fórmula empírica: $C_7H_4O_2$**

A continuación calculamos la fórmula molecular. Para ello dividimos la masa molecular verdadera entre la masa de la fórmula empírica y nos dará el número (n) por el que debemos multiplicar los subíndices de la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular. Es decir:

Fórmula empírica: **$C_7H_4O_2$** $\rightarrow$ Masa molecular $M_{C7H4O2} = 7 \times 12 + 4 \times 1 + 2 \times 16 = 120u$

Como la masa molecular real (según enunciado) es 240,2 u, dividiendo ambas masas moleculares obtenemos la relación entre la fórmula molecular y la empírica:

$$n = \frac{240,2}{120} = 2$$

Hemos obtenido un valor de n = 2 $\rightarrow$ lo que quiere decir que la fórmula molecular tiene el doble de átomos. Es decir:

La **Formula molecular** es $\rightarrow$ **$(C_7H_4O_2)_n$** $= (C_7H_4O_2)_2 =$ **$C_{14}H_8O_4$**

7. ECUACIONES QUÍMICAS. AJUSTE DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

7.1. Ecuaciones químicas

Cuando una sustancia/as se transforma en otra u otras con diferentes propiedades, decimos que ha tenido lugar una transformación o **reacción química**. En dichas reacciones se produce una destrucción de moléculas, pero no de átomos, los cuales se reorganizan o reagrupan para originar sustancias distintas a las iniciales, pero éstos ni se crean ni se destruyen (este concepto de reacción no engloba los procesos nucleares). A las sustancias iniciales se le denomina **reactivos** y a las finales **productos**.

Las transformaciones químicas nos acompañan de forma cotidiana a lo largo de nuestra vida, así, por ejemplo, el envejecimiento humano se debe a una secuencia compleja de reacciones químicas. Una reacción química, al ser una transformación de unas sustancias en otras, estará representada por las fórmulas de dichas sustancias. Los químicos han desarrollado una forma estándar o convencional para representar

las reacciones químicas, de un modo abreviado y preciso, que es mediante las denominadas **ecuaciones químicas** (Figura 28).

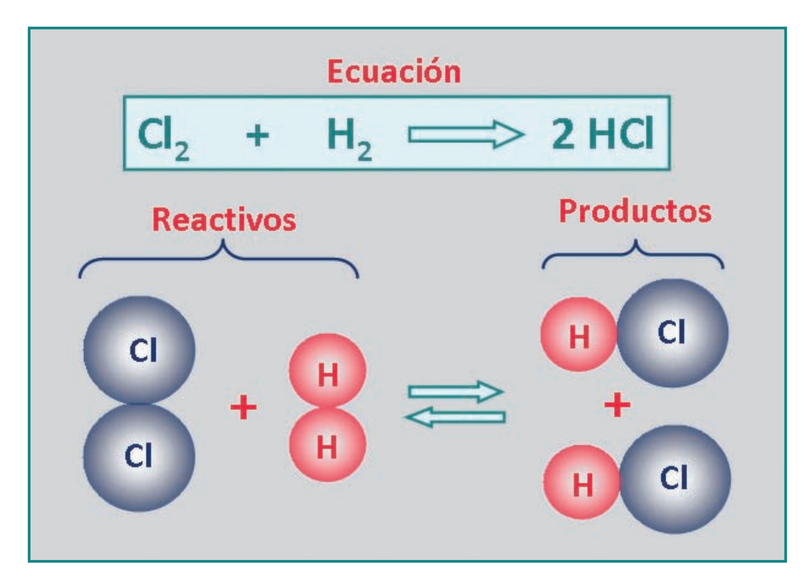


Figura 28. Ecuación química.

Una **ecuación química** es la representación simbólica de una reacción química en términos de fórmulas químicas, es decir, que las transformaciones químicas se representan mediante una ecuación en la que se indican las sustancias que intervienen en ellas, así como las cantidades relativas de las mismas (coeficientes).

> **Ecuación química** es la representación abreviada de una reacción química donde aparecen todas las sustancias que intervienen en ella, reactivos y productos, mostrando las relaciones ponderales en que reaccionan y se forman, respectivamente.

En una ecuación química a la izquierda se escriben las fórmulas de los *reactivos* (sustancias reaccionantes o sustancias de partida) y a la derecha las de los *productos* (sustancias resultantes o que se forman en la reacción), separadas ambas por una flecha ($\rightarrow$) en las reacciones irreversibles, y por dos flechas (signo $\rightleftarrows$) cuando la reacción es reversible (los productos pueden reaccionar entre sí para regenerar los reactivos). En estas ecuaciones es más correcto no utilizar el signo de igualdad (=), sino una flecha cuya punta señala el sentido en que evoluciona el proceso. El signo «más (+)» significa «reacciona con». Como el número de átomos de cada elemento que participa en la reacción debe conservarse igual en los productos, se introducen unos *coeficientes* apropiados delante de cada fórmula de la ecuación química (Figura 29 en página 144).

En muchos casos es necesario indicar la fase en la que se encuentran (estado de agregación o estado físico) los reactivos y productos, por lo que se coloca a la derecha de cada sustancia y entre paréntesis, las siguientes claves: (*g*) = gas; (*l*) = líquido, (*s*) = sólido, (*aq* o *ac*) = disolución acuosa. El estado de agregación que se indica es el que tiene esa sustancia a 1 atm. y 298 K. Algunas veces también se indican las condiciones en las que transcurre la reacción química como, por ejemplo, si se calienta, si se lleva a cabo con catalizadores o en medio ácido/básico, la presión, etc. En el primer caso (calor) se coloca encima de la flecha el símbolo Δ o la temperatura exacta y en el segundo caso se pone la fórmula del catalizador (Figura 30 en página 144).

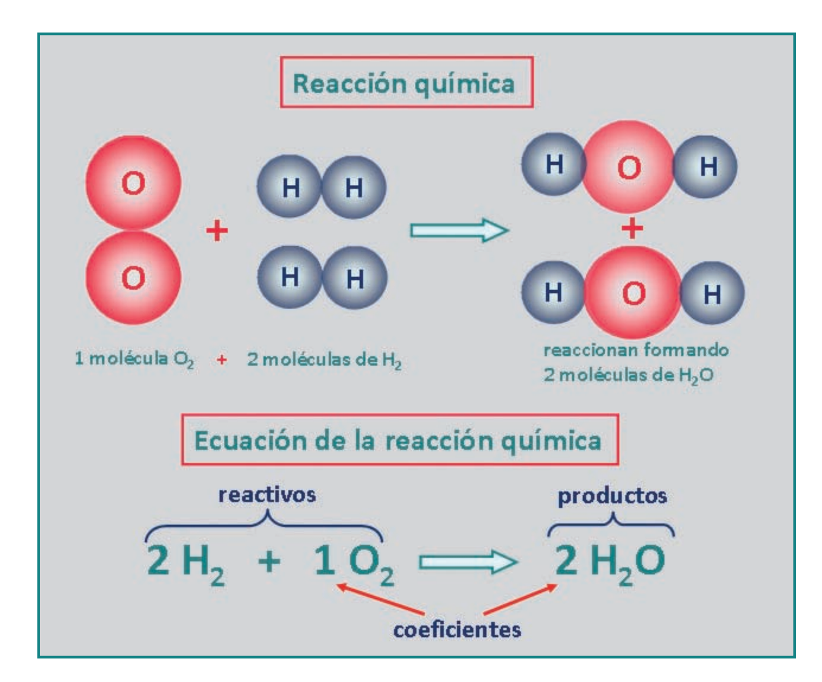


Figura 29. Representación de una reacción química y su ecuación.

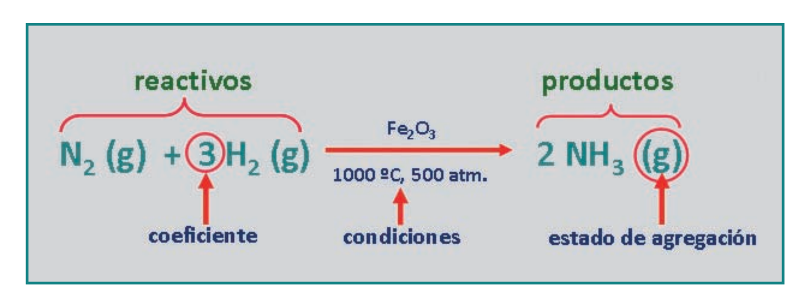


Figura 30. Forma de expresar una ecuación química.

Tenemos que tener en cuenta que la ecuación química no es una descripción completa de lo que sucede durante una reacción, sólo nos expresa el estado inicial de la transformación (los reactivos) y el estado final de ella (los productos). Así, por ejemplo, no nos informa sobre el mecanismo de la reacción o transformación, es decir, sobre los pasos intermedios que deben suceder para que los reactivos se transformen en los productos. Tampoco nos dice si la transformación tuvo lugar rápida o lentamente, o si se produjo de forma espontánea o no.

7.2. Ajuste de las ecuaciones químicas

Para que la ecuación de una reacción química cumpla con la *ley de la conservación de la masa* (la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos, pues los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química), es imprescindible que esté **ajustada** o **igualada** (o balanceada), es decir, que haya igual número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha en la ecuación final, lo que significa el mismo número total de átomos al finalizar la reacción química que los que había antes de que se iniciara.

Esto se consigue, colocando delante de las fórmulas de cada sustancia unos números, denominados **coeficientes estequiométricos**, que indican el número de áto-

mos de cada elemento y el número relativo de moléculas de cada compuesto que intervienen en la reacción, que nos permiten ajustar una reacción química. Se suele omitir el coeficiente 1, por lo que si delante de la fórmula de una sustancia no existe coeficiente, se interpreta como un 1.

Normalmente, las ecuaciones químicas sencillas, que no supongan procesos redox, se ajustan **por tanteo**, y no se deben alterar las fórmulas al realizar dicha operación, es decir, sólo debe ponerse el número apropiado de moléculas de las sustancias, de modo que se iguale el número de átomos de cada elemento en los dos miembros de la ecuación. El número de átomos de cada elemento que aparece en una sustancia dada se encuentra multiplicando el subíndice de cada elemento en la formula por el coeficiente de la formula, así $2H_2$ representa 4 átomos de hidrógeno, H (Figura 31), y $4NH_3$ significa 12 átomos de H (puesto que hay 3 átomos de hidrógeno en cada una de las 4 moléculas de NH_3) y 4 átomos de N, etc.

Ajustar una ecuación química es poner coeficientes estequiométricos (numéricos) a ambos lados de la misma, que permitan cumplir con la ley de conservación de la masa, según la cual en una reacción química la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

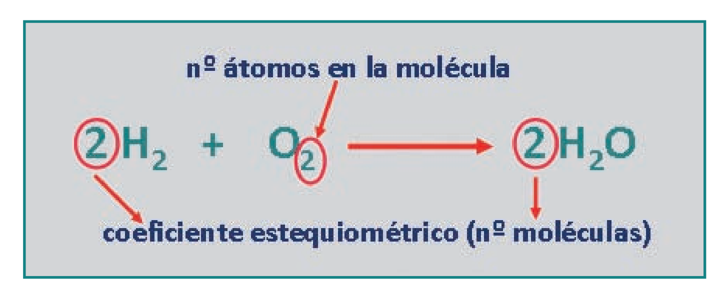


Figura 31. Ecuación química ajustada.

Los **pasos a seguir** para ajustar una ecuación química son (Figura 32):

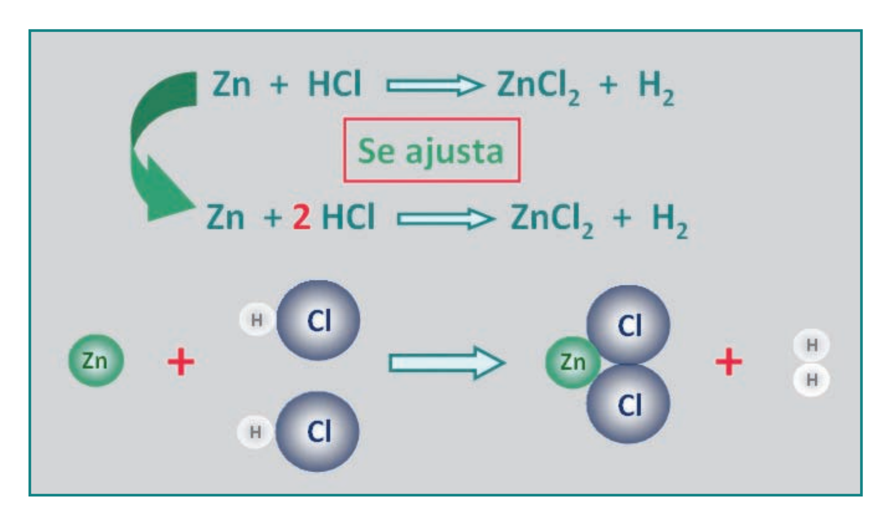


Figura 32. Proceso para ajustar una ecuación.

— Se identifican cuales son los reactivos y los productos.

— Se escribe una ecuación no ajustada usando las fórmulas de los reactivos y de los productos.

— Se determinan los coeficientes que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros. Además, para ajustar una ecuación se deben utilizar el conjunto de coeficientes de números *enteros* más *simple* posible.

— Verificar la ecuación igualada (mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la ecuación).

Se pueden aplicar una serie de **reglas o normas** para balancear (ajustar) una ecuación química, que son:

— Si un elemento aparece en un solo compuesto (o una sola vez) en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos, intentar ajustar el primero. Las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente.

— Buscar los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación pero con diferente número de átomos.

— Balancear los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.

— Si algún reactivo o producto es un elemento, ajustarlo en último lugar.

— Si hay grupos de átomos que no se modifican en la reacción (ej. aniones), ajustarlos como una unidad.

— Tener en cuenta: **NUNCA** introducir átomos o moléculas que no intervengan en la reacción; ni cambiar los coeficientes de las fórmulas químicas, es decir, podemos cambiar los números que preceden a las fórmulas, pero no los subíndices (que son los números que forman parte de las fórmulas), pues cambiaríamos la identidad de las sustancias.

Una ecuación química está ajustada cuando contiene en cada miembro el mismo número de átomos de cada elemento.

Los **coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada** informan de la proporción entre átomos y moléculas de reactivos y productos.

Si en la ecuación tenemos alguna **fracción como coeficiente**, ésta carece de sentido desde el punto de vista microscópico, puesto que no existen ni medias moléculas ni medios átomos, por lo que, en general, se recomienda multiplicar la ecuación por el número adecuado para eliminar el coeficiente fraccionario.

Así por ejemplo, en la reacción de formación del agua, H_2O, tenemos la siguiente ecuación ajustada por tanteo:

$$H_2 + \frac{1}{2}\, O_2 \rightarrow H_2O$$

como no existe media molécula de oxígeno (puesto que es una molécula diatómica), aunque es valido el ajuste es más correcto multiplicar la ecuación por 2 (Figura 33):

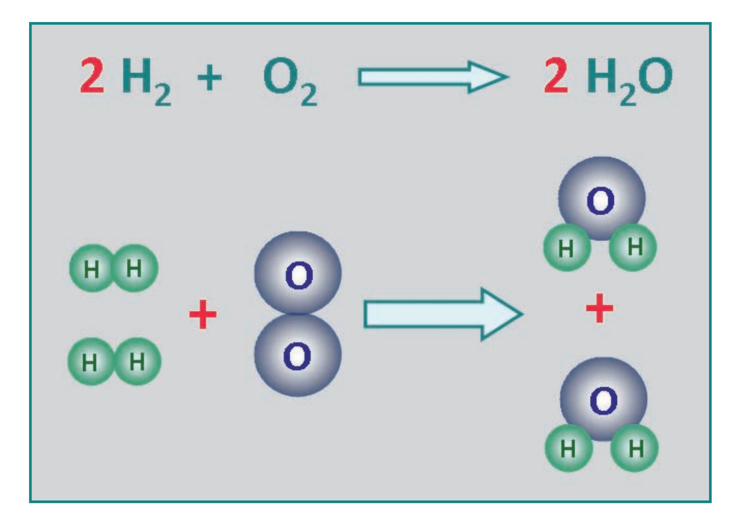


Figura 33. Eliminación coeficiente fraccionario.

Otro ejemplo sería la siguiente reacción de combustión:

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Si la ajustamos, por tanteo, nos quedaría con coeficientes fraccionarios, es decir:

$$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$$

Se ha utilizado el coeficiente 7/2 porque había 7 átomos de oxígeno en el lado derecho de la ecuación y únicamente 2 átomos de oxígeno (O_2) del lado izquierdo. Para igualarlos tenemos que ver cuántos pares de átomos de oxígeno se necesitan para igualar los 7 átomos de oxígeno. El coeficiente 7/2 O_2 de moléculas de O_2 será igual a 7 átomos de O, y la ecuación se encontrará balanceada. Para poder representarla más adecuadamente, eliminaríamos este coeficiente fraccionario, multiplicando la ecuación por 2 (Figura 34):

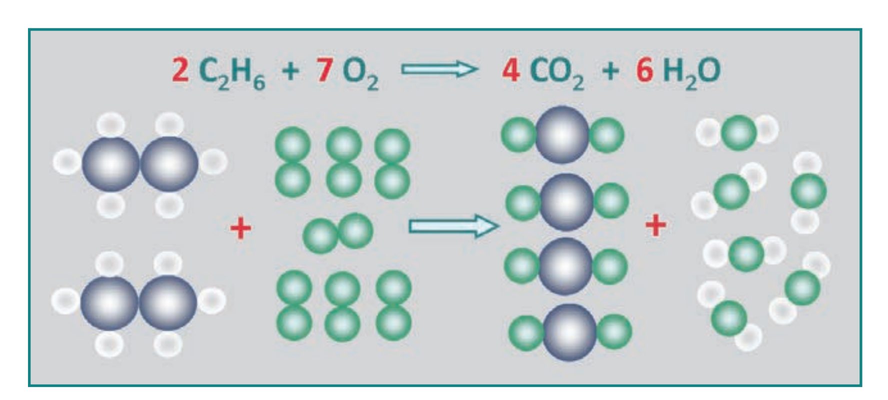


Figura 34. Ecuación balanceada sin coeficientes fraccionarios.

Si en la **reacción intervienen iones (ecuaciones iónicas)**, hay que igualar, además, las cargas eléctricas, es decir, igualar eléctricamente la ecuación para que se cumpla la *ley de conservación de la carga.* La suma algebraica de las cargas positivas y negativas ha de ser igual en ambos lados.

Así, por ejemplo, la ecuación química de la reacción siguiente:

$$Zn + Ag^{+} \rightarrow Zn^{2+} + Ag$$

ha de escribirse:

$$Zn + 2\ Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag$$

y más completa:

$$Zn\ (s) + 2\ Ag^+\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2\ Ag\ (s)$$

En general, basta multiplicar los iones de un mismo elemento por la variación de carga que experimenta el otro. Ejemplo:

$$Fe^{2+} + Sn^{4+} \rightarrow Fe^{3+} + Sn^{2+}$$

Esta reacción cumple con la ley de conservación de la masa (en los dos miembros hay el mismo número de iones de Fe y de Sn), pero no cumple con la Ley de conservación de la carga, pues en el primer término hay seis cargas positivas y en el segundo cinco. Multiplicando por 2 los iones de Fe (variación de carga que experimenta el Sn), la ecuación queda completamente ajustada:

$$2\ Fe^{2+} + Sn^{4+} \rightarrow 2\ Fe^{3+} + Sn^{2+}$$

En toda **ecuación química ajustada** deben cumplirse el **principio de conservación de la masa** y el principio de **conservación de las cargas eléctricas.**

Ejercicios resueltos

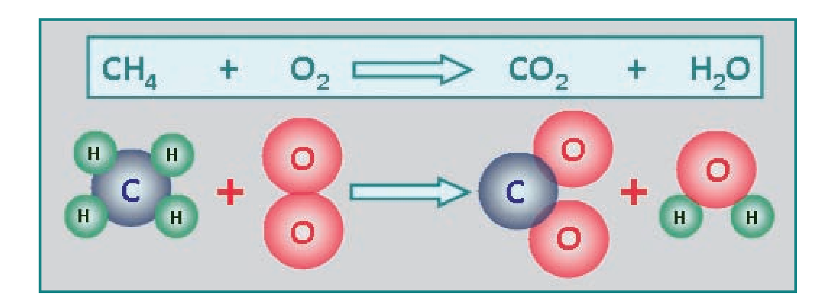
Ejercicio 1

Ajustar, mediante tanteo, la reacción de combustión del metano, CH_4, con oxígeno.

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Solución

La ecuación química sin ajustar es la siguiente:



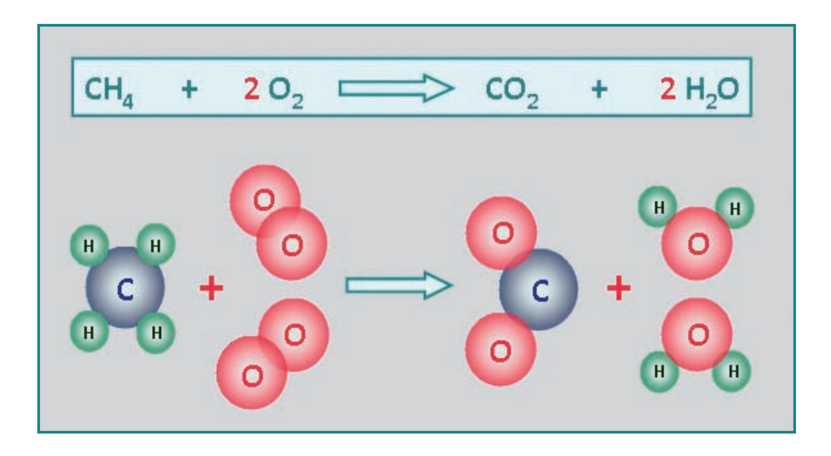
Identificar: **Reactivos** $\rightarrow$ CH_4 y O_2
Productos $\rightarrow$ CO_2 y H_2O

Ahora contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto:

Reactivos		Productos	
átomos de C: 1	$\rightarrow$	átomos de C: 1	ajustado
átomos de H: 4	$\rightarrow$	átomos de H: 2	sin ajustar
átomos de O: 2	$\rightarrow$	átomos de O: 3	sin ajustar

los sumamos y ajustamos la ecuación a ambos lados, para que se cumpla la ley de conservación de la masa:

ECUACIÓN DE LA REACCIÓN AJUSTADA



Ejercicio 2

Ajustar, mediante tanteo, la siguiente reacción:

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Solución

Lo primero que tenemos que ver es que los tres elementos (K, Cl y O) aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero el K y el Cl tienen igual número de átomos en ambos lados de la ecuación, por lo que $KClO_3$ y KCl deben tener el mismo coeficiente.

Igualamos el número de átomos de O en ambos lados de la ecuación y tenemos:

$$2\ KClO_3 \rightarrow KCl + 3\ O_2$$

Ahora igualamos los K y Cl colocando un 2 a la izquierda del KCl, y tendremos ya la ecuación igualada (2 K, 2 Cl y 6 O, en ambos lados de la reacción):

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$$

Se pueden igualar también esta ecuación con coeficientes que sean múltiplos de 2, como por ejemplo:

$$4\ KClO_3 \rightarrow 4\ KCl + 6\ O_2$$

Sin embargo, para ajustar una ecuación se deben utilizar el conjunto de coeficientes de **números *enteros* más *simple* posible**.

Ejercicio 3

Ajustar, mediante tanteo, la siguiente reacción:

$$HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$$

Solución

Identificamos los reactivos y los productos y, a continuación, contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto y vemos los que están ajustados:

Reactivos		Productos	
$HCl + Ca$	$\rightarrow$	$CaCl_2 + H_2$	
1 H		2 H	sin ajustar
1 Cl		2 Cl	sin ajustar
1 Ca		1 Ca	ajustado

Sumamos y ajustamos la ecuación a ambos lados:

$2\,HCl + Ca$	$\rightarrow$	$CaCl_2 + H_2$	
2 H		2 H	Ajustada
2 Cl		2 Cl	Ajustada
1 Ca		1 Ca	Ajustada

8. ESTEQUIOMETRÍA. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS: CÁLCULOS PESO-PESO, PESO-VOLUMEN Y VOLUMEN-VOLUMEN. TANTO POR CIENTO DE PUREZA. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. REACTIVO LIMITANTE

8.1. Estequiometría

Las ecuaciones químicas ajustadas, llamadas *ecuaciones estequiométricas*, y el conocimiento de las masas atómicas y moleculares nos permiten realizar cálculos químicos precisos referentes a las masas (pesos) y volúmenes de las sustancias que intervienen en una reacción.

El estudio de las relaciones cuantitativas que existen entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química es lo que se denomina **estequiometría**. En su origen etimológico, se compone de dos raíces, *estequio* que se refiere a las partes o elementos de los compuestos y *metría*, que dice sobre la medida de las masas.

Estas relaciones son muy importantes pues nos permiten predecir las cantidades de reactivos que hay que utilizar para que un proceso pueda llevarse a cabo y, además, sea rentable, lo que resulta de gran interés para la industria química.

8.2. Cálculos estequiometricos

Cuando queremos conseguir un determinado producto por medio de una reacción química, es necesario saber qué cantidad queremos obtener, así como las canti-

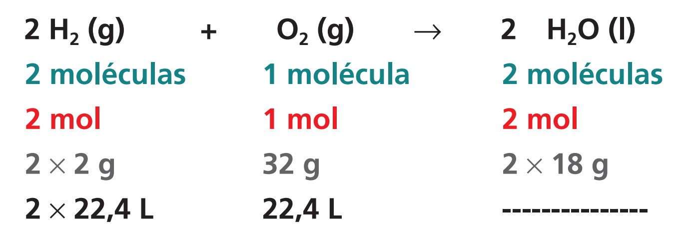
dades de reactivos precisas para ello. Una ecuación química ajustada nos proporciona información suficiente para poder llevar a cabo todos estos cálculos cuantitativos, puesto que nos indica el número exacto de mol (o volúmenes molares) de las sustancias que participan en las reacciones químicas (cantidades de sustancias consumidas o producidas en las reacciones químicas).

Este tipo de cálculos, denominados **cálculos estequiométricos**, se basan en la utilización de los conceptos de *mol*, *masa molar y volumen molar,* y en el hecho de que los coeficientes estequiométricos de una ecuación química indican la relación en moléculas o en mol de cada sustancia que interviene en la reacción. En una reacción química las proporciones se cumplen molécula a molécula, átomo a átomo y mol a mol.

En el caso de sustancias gaseosas, la *ley de Avogadro* nos permite igualar número de mol con número de litros. Es decir, que en éste caso el coeficiente estequiométrico nos indica el número de litros de esa sustancia que intervienen en la reacción.

> *En una ecuación ajustada, la relación del número de moléculas expresada por los coeficientes estequiométricos es igual a la relación del número de mol.*

Así pues, cualquier ecuación química ajustada nos suministra una información cuantitativa muy completa, que puede interpretarse como una «relación de equivalencia» entre reactivos, entre productos o entre reactivos y productos, como se puede ver, claramente, en el ejemplo de formación del agua (Figura 35):



2 H_2 (g)	**+**	**O_2 (g)**	**→**	**2 H_2O (l)**
2 moléculas		**1 molécula**		**2 moléculas**
2 mol		**1 mol**		**2 mol**
2 × 2 g		**32 g**		**2 × 18 g**
2 × 22,4 L		**22,4 L**		**---------------**

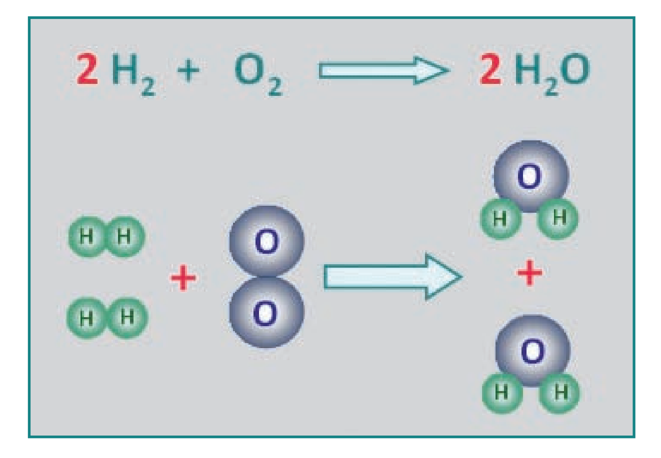


Figura 35. Ecuación de formación H_2O.

Otro ejemplo es la síntesis del amoníaco, NH_3 (Figura 36):

N_2 (g)	**+**	**3 H_2 (g)**	**→**	**2 NH_3 (g)**
1 molécula		**3 moléculas**		**2 moléculas**
1 mol		**3 mol**		**2 mol**
6,022.10^{23} moléculas		**3×(6,022.10^{23}) moléculas**		**2×(6,022.10^{23}) moléculas**

En estos cálculos estequiométricos, se dice que:

$$3 \text{ mol } H_2 \xrightarrow{\text{equivalen a}} 2 \text{ mol de } NH_3$$

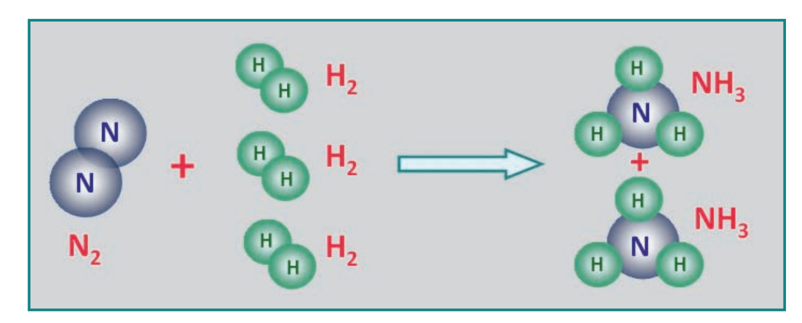


Figura 36. Formación de amoníaco NH_3.

Para llevar a cabo cualquier tipo de cálculo estequiométrico, lo único necesario es pensar en la reacción en términos de mol (o volúmenes molares), con lo que se puede decidir fácilmente la forma de realizar el cálculo mediante una simple relación de proporcionalidad (regla de tres). Para ello, además de tener la correspondiente ecuación bien formulada y ajustada, ha de conocerse, al menos, la cantidad de una de las sustancias que intervienen en la reacción y, así, se podrá calcular las cantidades de las demás sustancias.

A continuación, estudiaremos los cálculos y las relaciones de masa entre los diferentes compuestos que intervienen en un proceso químico. Los coeficientes estequiométricos proporcionan la base para formular estas relaciones mediante *factores de conversión.*

8.2.1. Cálculos peso-peso

Conocida la masa (o el peso) de una de las sustancias (de un reactivo o de un producto) puede hallarse la masa de las otras sustancias que intervienen en la reacción química. La interpretación de los coeficientes estequiométricos con *número de mol* y la expresión de éstos mediante la correspondiente *masa molar* nos permite establecer relaciones entre las masas de reactivos y productos que participan en una reacción química:

$$A \rightarrow B$$

$$\text{Masa de A} \rightarrow \text{Mol de A}$$
$$\text{Mol de A} \rightarrow \text{Mol de B}$$
$$\text{Mol de B} \rightarrow \text{Masa de B}$$

En estos cálculos el dato conocido está expresado en gramos y la incógnita que se pide también en gramos. Para resolver problemas de estequiometría sí la cantidad conocida es, por ejemplo, la del reactivo, podemos seguir las siguientes **reglas generales**:

— Escribir la ecuación química ajustada de la reacción.

— Convertir la cantidad conocida del reactivo (en gramos u otras unidades) a número de mol.

— Utilizar la relación molar de la ecuación igualada para calcular el número de mol del producto formado.

— Convertir los mol del producto en gramos (u otras unidades) de producto.

En el caso de que lo que se pida en el problema sea calcular la cantidad de un reactivo que se necesita para formar una cantidad específica de producto, los pasos mostrados anteriormente se hacen con las cantidades del producto, es decir, se invierten.

Así, por ejemplo, en la reacción comentada anteriormente de formación del amoníaco (Figura 36) hemos visto que: 3 mol H_2 equivalen a 2 mol de NH_3, por lo que podemos establecer los siguientes factores de conversión:

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \rightarrow 2\,NH_3\,(g)$$

$$\frac{3\text{ mol } H_2}{2\text{ mol } NH_3} \quad y \quad \frac{2\text{ mol } NH_3}{3\text{ mol } H_2}$$

$$\text{cantidad requerida} = \text{cantidad dada} \times \left[\frac{\text{Factor de}}{\text{conversión}}\right]$$

De igual modo tenemos que: 1 mol de N_2 equivalen a 2 mol de NH_3 y 1 mol de N_2 equivalen a 3 mol de H_2.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si partimos de 500 g de NaCl ¿cuántos gramos de cloro se pueden obtener, según la siguiente reacción sin ajustar? (Masas atómicas: Na= 23, Cl= 35,45)

$$NaCl \rightarrow Na + Cl_2$$

Solución

Masa molecular NaCl = 23 + 35,45 = 58,45 g

Ajustamos la reacción:

	2 NaCl	→	2 Na + Cl_2	
	2 mol		2 mol	1 mol
	58,45 g		23 g	71 g
Problema	**500 g**			**X g**

1 mol de NaCl → 58,5 g NaCl

X mol de NaCl → 500 g NaCl

X = 8,5 mol NaCl

Según la reacción ajustada: 2 mol de NaCl → 1 mol Cl_2

Luego:

8,5 mol de NaCl → **4,25 mol Cl_2**

1 mol de Cl_2 → 71 g Cl_2

4,25 mol de Cl_2 → X g Cl_2

X = 301,7 g Cl_2

Ejercicio 2

En la descomposición del clorato de potasio ($KClO_3$) se obtiene cloruro de potasio (KCl) y oxígeno, O_2. ¿Cuántos gramos de oxígeno se obtienen a partir de 1 k de clorato de potasio? (Masas atómicas: Cl = 35,45; K = 39; O = 16).

Solución

Masa molecular $KClO_3$ = 122,45 g

Masa molecular KCl = 74,45 g

Masa molecular O_2 = 32 g

Ajustamos la reacción:

	$KClO_3$	$\rightarrow$	KCl	+	3/2 O_2
	1 mol		1 mol		3/2 mol
	122,45 g		74,45 g		48 g
Problema	**1000 g**				**X g**

Si ajustamos sin coeficientes fraccionarios, multiplicamos por 2:

	2 $KClO_3$	$\rightarrow$	2 KCl	+	3 O_2
	2 mol		2 mol		3 mol
	244,9 g		**148,9 g**		**96 g**
Problema	**1000 g**				**X g**

Luego tenemos que:

$$\frac{244{,}9 \text{ g } KClO_3}{96 \text{ g } O_2} = \frac{1000 \text{ g } KClO_3}{X \text{ g } O_2}$$

$$X \text{ g } O_2 = 1000 \text{ g } KClO_3 \times \frac{96 \text{ g } O_2}{244{,}9 \text{ g } KClO_3}$$

Que, como se puede observar, es lo mismo que utilizando directamente el factor de conversión:

$$\text{cantidad requerida} = \text{cantidad dada} \times \left[\frac{\text{Factor de}}{\text{conversión}}\right]$$

$$\mathbf{X = 391{,}99 \text{ g} \approx 392 \text{ g de } O_2}$$

Ejercicio 3

El litio reacciona con el agua para formar hidrógeno gaseoso e hidróxido de litio, según la reacción siguiente:

$$2 \text{ Li (s)} + 2 H_2O \text{ (l)} \rightarrow 2 \text{ LiOH (ac)} + H_2 \text{ (g)}$$

¿Cuántos gramos de Litio se necesitarán para producir 9,890 g de H_2? (Masas atómicas: Li = 6,941; H = 1,001).

Solución

En la ecuación ajustada:

$$2\ Li\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow 2\ LiOH\ (ac) + H_2\ (g)$$

podemos ver que 2 mol de Li → 1 mol H_2, luego: 2 x 6,941 g Li → 2 x 1,001 H_2.

$$13{,}882\ g\ Li \rightarrow 2{,}002\ g\ H_2$$

$$X\ g\ Li \rightarrow 9{,}890\ g\ H_2$$

$$X = \frac{9{,}890 \times 13{,}882}{2{,}002} = 68{,}579\ g\ Li$$

Como los pasos a seguir son:

Gramos H_2 → mol H_2 → mol Li → gramos Li

se pueden combinar todos los pasos de conversión en una sola ecuación, de la siguiente forma:

$$9{,}890\ g\ H_2\ \frac{1\ mol\ H_2}{2{,}002\ g\ H_2} \times \frac{2\ mol\ Li}{1\ mol\ H_2} \times \frac{6{,}941\ g\ Li}{1\ mol\ Li} = 68{,}579\ g\ Li$$

X = 68,579 g Li

8.2.2. Cálculos peso-volumen

Cuando en una reacción participan gases, es interesante poder conocer el volumen de gas consumido o desprendido durante el proceso. Así, conocido el peso o masa de una de las sustancias, puede hallarse el volumen de una sustancia gaseosa o viceversa. Por tanto, en estos cálculos el dato conocido está expresado en gramos y la incógnita (lo que se pide), por ser un gas, es su volumen en litros.

En los cálculos con volúmenes de gases utilizaremos un *factor de conversión* que relacione el número de mol del gas con el volumen ocupado por estos mol. Según interese en los cálculos será:

$$\frac{22{,}4\ L}{1\ mol} \quad o \quad \frac{1\ mol}{22{,}4\ L}$$

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

¿Qué volumen de hidrógeno podemos obtener si disponemos de 14,3 g de aluminio y ácido clorhídrico en exceso, en condiciones estándar? (Masas atómicas: Al = 27; H = 1).

$$Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$$

Solución

Lo primero que debemos hacer es escribir la ecuación química y ajustarla adecuadamente:

$$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$$

De ella podemos deducir que cada 2 mol de Al producen 3 mol de hidrógeno (que en este caso expresaremos en volumen).

2 Al	→	**$3\ H_2$**
2 mol		**3 mol**
2 x 27 = 54 g		3 x 2 g = 6 g
2 x 22,4 L		**3 x 22,4 L**

Entonces tenemos que:

54,0 g Al → 3 x 22,4 L H_2 (pues son 3 mol)

14,3 g Al → X L H_2

$$X = \frac{1{,}43 \text{ g Al} \times (3 \times 22{,}4) \text{ L } H_2}{54 \text{ g Al}} = 17{,}79 \text{ L } H_2$$

Si utilizamos directamente el factor de conversión:

$$\text{cantidad requerida} = \text{cantidad dada} \times \left[\frac{\text{Factor de}}{\text{conversión}}\right] \rightarrow \frac{22{,}4 \text{ L}}{1 \text{ mol}}$$

$$X \text{ L } H_2 = 14{,}3 \text{ g Al} \times \frac{3 \times 22{,}4 \text{ L } H_2}{54 \text{ g Al (2 mol)}}$$

X = 17,79 L de H_2

8.2.3. Cálculos volumen-volumen

En las reacciones químicas en las que intervienen dos o más sustancias gaseosas, los cálculos que se deriven de ellas podrán ser expresados, si se estima oportuno, en unidades de volumen. Si en la reacción intervienen gases, en condiciones estándar de presión y temperatura, como 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros, los coeficientes estequiométricos indican la relación entre los volúmenes.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Si tenemos 10,4 L de acetileno, C_2H_2, medidos en condiciones estándar ¿qué volumen de aire (20% de O_2 y 80% de N_2 en volumen) se consumirá en su combustión?

$$C_2H_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Solución

Primero ajustamos la ecuación química:

$$2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$$

Vemos que por cada 2 mol de C_2H_2 requieren para su combustión 5 mol de O_2, y 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros, luego:

$$2 \times 22{,}4\ L\ C_2H_2 \rightarrow 5 \times 22{,}4\ L\ O_2$$

$$10{,}4\ L\ C_2H_2 \rightarrow X\ L\ O_2$$

$$X = \frac{10{,}4\ L\ C_2H_2 \times (5 \times 22{,}4)\ L\ O_2}{(2 \times 22{,}4)\ L\ C_2H_2} = 26\ L\ O_2$$

$$X = 26\ L\ de\ O_2$$

Teniendo en cuenta que la fuente de este oxígeno es el aire (que el enunciado dice que 20% de O_2 y 80% de N_2 en volumen), ahora vamos a ver el volumen del mismo que contienen los 26 L de oxígeno:

$$\frac{20\ L\ O_2}{100\ L\ aire} = \frac{26\ L\ O_2}{X}$$

X = 130 L de aire se necesitan para la combustión

8.3. Tanto por ciento de pureza o riqueza

Algunas sustancias que intervienen en las reacciones químicas tienen impurezas, por ello, resulta necesario conocer la composición de éstas, es decir, lo que se denomina riqueza o tanto por ciento de pureza, puesto que si hay alguna sustancia impura, sólo la parte pura de ella es la que intervendrá en la reacción química.

Riqueza (o %pureza) es la cantidad que de un elemento puro hay en una muestra determinada. Se expresa, normalmente, en tanto por ciento, %.

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa total de sustancia}} \times 100$$

Por tanto, a la hora de resolver un caso práctico aplicando los cálculos estequiométricos convenientes, no se debe tomar la cantidad total de la muestra que se da (a no ser que su pureza sea del 100 %), sino la parte que corresponde al reactivo puro. Así, por ejemplo, si el problema nos dice que tenemos una muestra de caliza de 250 g cuya riqueza en carbono de calcio es del 80 %, hemos de considerar que la cantidad real de carbonato de calcio no es 250 g, sino:

$$250\ g \times \frac{80}{100} = 200\ g\ de\ CaCO_3$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si una piedra caliza tiene una pureza en $CaCO_3$ del 92 %, ¿cuántos gramos de CaO se obtendrán por descomposición térmica de 200 gramos de la misma? (Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16).

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Solución

Según la ecuación ajustada de la reacción química se observa que la reacción transcurre mol a mol, por lo que 100 g de piedra caliza dan 56 g de CaO.

$$\underset{PM = 100}{CaCO_3} \rightarrow \underset{PM = 56}{CaO} + CO_2$$

Para resolver el problema tenemos que tener en cuenta el porcentaje de pureza (92%) de la piedra caliza, para determinar cuánto de los 200 g son realmente carbonato cálcico puro (piedra caliza).

Se tiene:

$$100 \text{ g } CaCO_3 \rightarrow 92 \text{ g } CaCO_3 \text{ puro}$$

$$200 \text{ g } CaCO_3 \rightarrow X \text{ g } CaCO_3 \text{ puro}$$

$$X = \frac{200 \times 92}{100} = 184 \text{ g de carbonato cálcico puro}$$

A partir de ese dato, y teniendo en cuenta la estequimetría de la reacción, se plantea la siguiente proporción:

$$\frac{184 \text{ g } CaCO_3 \times 56 \text{ CaO}}{100 \text{ g } CaCO_3} = 103{,}04 \text{ g CaO}$$

Se obtienen 103,04 g de CaO

Ejercicio 2

Al atacar 62,5 g de una piedra caliza, con un contenido en carbonato de calcio ($CaCO_3$) desconocido, mediante un exceso de disolución clorhídrica, se obtienen 10,95 L de dióxido de carbono, medidos en condiciones estándar. Si en la reacción se obtiene también cloruro de calcio y agua ¿cuál es la pureza de la muestra? (Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16).

$$CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Solución

Como la ecuación está ajustada, lo primero que hacemos es calcular la cantidad (en mol) de CO_2 que se obtiene, sabiendo que 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{22{,}4 \text{ L } CO_2} = \frac{X}{10{,}95 \text{ L } CO_2} \qquad \mathbf{X = 0{,}49 \text{ mol de } CO_2}$$

En segundo lugar, debemos calcular la cantidad de $CaCO_3$ que ha reaccionado, teniendo en cuenta que la ecuación química ajustada de la reacción nos informa que se produce 1 mol de CO_2 por cada 1 mol de $CaCO_3$ que reacciona:

$$\frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} = \frac{0{,}49 \text{ mol } CO_2}{X} \qquad \mathbf{X = 0{,}49 \text{ mol de } CaCO_3}$$

Luego 0,49 mol de $CaCO_3$ es la cantidad que ha reaccionado y se encuentra en 62,5 g de piedra caliza.

Ahora calculamos la masa de $CaCO_3$ que ha reaccionado, teniendo en cuenta que la Masa Molecular del $CaCO_3$ = 40 + 12 + 3.16 = 100 g/mol.

$$\frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = \frac{X}{0{,}49 \text{ mol } CaCO_3} \qquad \mathbf{X = 49 \text{ mol de } CaCO_3}$$

Luego ya sabemos que han reaccionado 49 g de $CaCO_3$ que se encuentran en 62,5 g de piedra caliza.

Por último, calculamos el porcentaje en pureza en la piedra caliza. Sabemos que en 62,5 g de piedra caliza ($CaCO_3$ impuro) hay 49 g de $CaCO_3$ puro.

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa total de sustancia}} \times 100$$

$$\frac{49 \text{ g } CaCO_3 \text{ puro}}{62{,}5 \text{ g } CaCO_3 \text{ impuro}} = \frac{X}{100 \text{ g } CaCO_3 \text{ impuro}}$$

X = 78,4% de pureza

Luego 78,4% es la pureza de la muestra de piedra caliza y significa que en cada 100 g de piedra caliza encontraremos 78,4 g de carbonato de calcio puro.

8.4. Rendimiento de las reacciones químicas

Una reacción química ajustada estequiométricamente describe, de forma teórica, lo que ocurre en una reacción. Sin embargo, en la práctica las cantidades de productos obtenidas son menores que las previstas teóricamente. Rara vez las reacciones dan un rendimiento del 100%, es decir, los reactivos no suelen convertirse enteramente en productos. Esto es debido a diversas causas como, por ejemplo, que alguno de los reactivos tenga impurezas, que se produzcan reacciones paralelas (secundarias o colaterales), que el proceso sea reversible (equilibrios químicos), pérdidas durante la manipulación de reactivos, productos o sustancias intermedias, etc. Por ello, para que los cálculos sean reales, es necesario utilizar el concepto de *rendimiento o rendimiento real*, que ha de referirse a uno solo de los productos de la reacción, y que se calcula siempre de forma experimental.

Por tanto tenemos que:

— **Rendimiento teórico** es la cantidad máxima de un producto que podemos obtener a partir de unas cantidades concretas de reactivos, mediante cálculos estequiométricos.

— **Rendimiento real** es la cantidad de producto que se obtuvo en la práctica.

— **Rendimiento porcentual** es la relación entre la cantidad real de producto que se obtiene (rendimiento real) y la que teóricamente debía haberse obtenido (rendimiento teórico), multiplicado por 100 (se expresa en forma de porcentaje o tanto por ciento).

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Cantidad real (producto)}}{\text{Cantidad teórica (producto)}} \times 100\%$$

Rendimiento real de la reacción ≦ rendimiento teórico

Conociendo el rendimiento de un proceso, puede deducirse la cantidad real de producto que se obtiene con él, mediante:

$$\text{Producto real} = \text{producto teórico} \times \frac{\text{Rendimiento}}{100}$$

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, en química se utiliza mucho este término de porcentaje de rendimiento que nos describe la porción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico. Asimismo, con este dato en los laboratorios los químicos buscan la manera de aumentar este porcentaje de rendimiento en las reacciones, modificando, por ejemplo, la temperatura, presión, etc.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si tenemos la siguiente reacción química:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

Determine el rendimiento de la reacción de 42 g de NaOH, si experimentalmente se obtiene 45g de NaCl como producto. (Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,45; O = 16; H = 1).

Solución

Masa molecular NaOH= 40 g

Masa molecular NaCl= 58 g

Primero calculamos la cantidad teórica de NaCl que debería obtenerse. Teniendo en cuenta la ecuación química ajustada, vemos que 1 mol NaOH produce 1 mol de NaCL, por lo que los 42 g de NaOH producirán:

$$\text{X g NaCl} = \text{42 g NaOH} \times \frac{\text{1 mol NaOH}}{\text{40 g NaOH}} \times \frac{\text{1 mol NaCl}}{\text{1 mol NaOH}} \times \frac{\text{58 g NaCl}}{\text{1 mol NaCl}} = \text{61 g NaCl}$$

Por lo tanto, la cantidad de cloruro de sodio que debería producirse teóricamente en la reacción es de 61 g de NaCl, pero el enunciado nos indica que se han obtenido 45 g.

Como:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{45 \text{ g NaCl}}{61 \text{ g NaCl}} \times 100 = 74\%$$

% Rendimiento de la reacción es del 74%

Ejercicio 2

Se tiene una muestra de galena (PbS) con una riqueza en mineral del 75 %: *a)* ¿qué cantidad de óxido de plomo (II) se obtendrá al tostar media tonelada de galena; *b)* ¿qué volumen de SO_2, medido en condiciones estándar, se desprenderá? La ecuación ajustada de la reacción de tostación del sulfuro de plomo (II) es:

$$2\,PbS + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,PbO$$

(Masas atómicas: O = 16; Pb = 207; S = 32).

Solución

a) Calculamos las masas moleculares:

PbS = 207 + 32 = 239 g; SO_2= 32 + 2 × 16 = 64 g; PbO = 207 + 16 = 223 g

Como podemos ver en la ecuación de la reacción:

$$2\,PbS + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,PbO$$

2 mol de PbS (2 x 239 = 478 g PbS), por tostación, originan 2 mol de SO_2 (2 x 64 =128 g ó 44,8 L SO_2) y 2 mol de PbO (2 x 223 = 446 g PbO).

En una muestra de media tonelada (500 kg) de galena, cuya riqueza en mineral es el 75 %, la **cantidad real o pura** de PbS existente será:

$$X = 500 \text{ kg} \times \frac{75}{100} = 375 \text{ kg PbS}$$

Por lo que la cantidad de PbO obtenida vendrá dada por:

$$478 \text{ g PbS} \rightarrow 446 \text{ g PbO}$$

$$357 \text{ kg PbS} \rightarrow X \text{ kg PbO}$$

$$X = \frac{375 \text{ kg PbS} \times 446 \text{ g PbO}}{478 \text{ g PbS}} = 349{,}9 \text{ kg PbO} \simeq 350 \text{ kg PbO}$$

X = 350 kg de PbO

b) El volumen de SO_2 desprendido, en condiciones estándar, será:

$$Y = \frac{375.10^3 \text{ g PbS} \times 44{,}8 \text{ L } SO_2}{478 \text{ g PbS}} = 35.146 \text{ L } SO_2$$

Y = 35.146 L de SO_2

8.5. Reactivo limitante

En algunas reacciones químicas, las cantidades de reactivos que se mezclan pueden no estar en la relación estequiométrica (puede haber exceso de uno de ellos), en consecuencia uno de los reactivos se consumirá totalmente cuando aún quedan cantidades apreciables de otro o reactivos sin reaccionar. Cuando se acaba o consume uno de los reactivos, por mucha cantidad que tengamos de otro, ya no se seguirá produciendo la reacción química, ya que no tienen «con qué» reaccionar, por lo que la cantidad de los productos/o formados/o en estos casos depende del reactivo que no está en exceso.

El reactivo que se consume primero se le denomina **reactivo limitante** (porque limita la cantidad de producto que se puede obtener), y a los otros se le llama **reactivos excedentes** (Figura 37).

El **reactivo limitante** es el que se encuentra en menor proporción y se agota el primero en una reacción química.

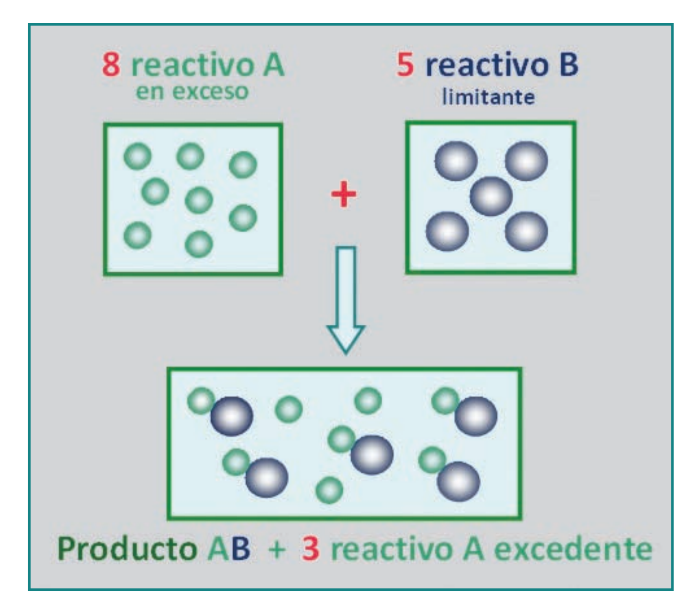


Figura 37. Reactivo limitante y excedente.

Normalmente, en una reacción química nos interesa producir la cantidad máxima de un compuesto útil (o buscado) a partir de materias primas, por lo que con frecuencia se utiliza un gran exceso de uno de los reactivos (el más barato) para asegurarnos que el reactivo que es más costoso se convierta por completo en el pro-

ducto deseado. Por lo tanto, la mayoría de las veces una parte de uno de los reactivos sobrará al final de la reacción.

En general, para resolver ejercicios de cálculo de rendimiento, reactivos limitante y % pureza se pueden seguir los siguientes **pasos**:

— Escribir la ecuación química ajustada o igualada con los datos del problema.

— Calcular los mol de cada reactivo **PURO**:

$$\text{masa compuesto puro} = \frac{\text{masa compuesto impura} \times \text{pureza}}{100}$$

$$\text{mol} = \frac{\text{masa real}}{\text{masa molecular}}$$

— Determinar cuál es el reactivo limitante.

— Calcular cantidad teórica (la cantidad de producto formada a partir del reactivo limitante).

— Calcular cantidad real (la cantidad de producto obtenida) de acuerdo al rendimiento de la reacción.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Cuántos mol de HCl se producirán al hacer reaccionar 13,45 g de $CuCl_2$ con 6,8 g de ácido sulfhídrico, H_2S? (Masas atómicas: Cu = 63,54 ; Cl = 35,35; S = 32,06; H = 1,00).

$$CuCl_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2\ HCl$$

Solución

$CuCl_2$ +	H_2S →	CuS +	2 HCl
1 mol	**1 mol**	**1 mol**	**2 mol**
134,5 g	**34 g**	**99 g**	**73 g**

Como la reacción es 1:1 (mol a mol) lo primero que tenemos que ver es los mol que tenemos de cada uno:

$H_2S \Rightarrow n = g / PM$; n = 6,8 g / 34; **n = 0,2 mol H_2S**

$CuCl_2 \Rightarrow n = g / PM$; n = 13,45 g / 134,5; **n = 0,1 mol de $CuCl_2$**

La reacción ajustada nos dice que transcurre 1:1, mol a mol, por lo que el **reactivo limitante** es el $CuCl_{2,}$ luego nos sobran 0,1 mol de H_2S

Para saber los mol de HCl que se producirán, los cálculos los debemos hacer utilizando el reactivo limitante:

1 mol de $CuCl_2$ → 2 mol de HCl

0,1 mol $CuCl_2$ → X mol de HCl

X = 0,2 mol de HCL

Ejercicio 2

El cloruro de aluminio, $AlCl_3$, se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales, y se prepara a partir del cloruro de hidrógeno gaseoso y virutas de aluminio metálico. Si tenemos un vaso de reacción que contiene 0,15 mol de Al y 0,35 mol de HCl. ¿Cuántos mol de $AlCl_3$ se pueden preparar a partir de esta mezcla?

$$2\ Al\ (s) + 6\ HCl\ (g) \rightarrow 2\ AlCl_3\ (s) + 3\ H_2\ (g)$$

Solución

La ecuación química ajustada es:

$$2\ Al\ (s) + 6\ HCl\ (g) \rightarrow 2\ AlCl_3\ (s) + 3\ H_2\ (g)$$

2 mol 6 mol 2 mol 3 mol

Como en la reacción 2 mol Al $\rightarrow$ 2 mol $AlCl_3$:

$$0{,}15 \text{ mol Al} \times \frac{2 \text{ mol } AlCl_3}{2 \text{ mol Al}} = 0{,}15 \text{ mol } AlCl_3$$

Como en la reacción 6 mol HCl $\rightarrow$ 2 mol $AlCl_3$:

$$0{,}35 \text{ mol HCl} \times \frac{2 \text{ mol } AlCl_3}{6 \text{ mol HCl}} = 0{,}12 \text{ mol } AlCl_3$$

Luego el **HCl** es el **reactivo limitante**.

La cantidad producida de **$AlCl_3$** será: **0,12 mol.**

Ejercicio 3

En un experimento se colocaron en un vaso de reacción 15,0 g de metanol (CH_3OH) y 10,0 g de monóxido de carbono (CO). ¿Cuál es el rendimiento teórico del ácido acético, CH_3COOH? Si el rendimiento real es 19,1 g ¿cuál es el porcentaje de rendimiento? (Masas atómicas: C = 12, O = 16; H = 1).

$$CH_3OH + CO \rightarrow CH_3COOH$$

Solución

a) Masa molecular: CH_3OH = 32 g; CO = 28 g

Primero calculamos los mol de CH_3OH y CO, según las cantidades del enunciado:

$$15{,}0 \text{ g } CH_3OH \ \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32 \text{ g } CH_3OH} = 0{,}468 \text{ mol } CH_3OH$$

$$10 \text{ g CO} \ \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} = 0{,}357 \text{ mol CO}$$

Como en la reacción transcurre mol a mol: **$CH_3OH + CO \rightarrow CH_3COOH$**

1 mol $CH_3OH \rightarrow$ 1 mol CH_3COOH y 1 mol CO $\rightarrow$ 1 mol CH_3COOH

tenemos que:

$$0{,}468 \text{ mol } CH_3OH \ \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{1 \text{ mol } CH_3OH} = 0{,}468 \text{ mol } CH_3OH$$

$$0{,}357 \text{ mol CO} \ \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{1 \text{ mol CO}} = 0{,}357 \text{ mol CO}$$

El reactivo limitante es el CO.

Para saber la cantidad teórica (gramos) de CH_3COOH que se producirán, los cálculos los debemos hacer de acuerdo con el reactivo limitante.

Masa molecular CH_3COOH = 60 g

$$0{,}357 \text{ mol } CH_3COOH \ \frac{60 \text{ g } CH_3COOH}{1 \text{ mol } CH_3COOH} = 21{,}42 \text{ g } CH_3COOH$$

Es decir, se obtienen $\rightarrow$ **21,42 g de CH_3COOH (rendimiento teórico).**

Como:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{19{,}10 \text{ g } CH_3COOH}{21{,}42 \text{ g } CH_3COOH} \times 100 = 89{,}17\%$$

% Rendimiento = 89,17%

En este tema tienes que recordar

- **Áleación.** Mezcla homogénea compuesta de dos o más elementos, uno de los cuales, al menos, debe ser un metal. Sus propiedades físicas son homogéneas y diferentes de las de las sustancias iniciales.

- **Cálculos estequiométricos.** Los cálculos para conocer las relaciones cuantitativas (pondérales o volumétricas) en una reacción química. Se basan en las relaciones fijas de combinación que hay entre las sustancias en las reacciones químicas balanceadas.

- **Coloide.** Mezcla heterogénea formada por dos o más fases, una continua (normalmente fluida) y otra dispersa en forma de partículas. Los coloides se diferencian de las suspensiones químicas, principalmente en el tamaño de las partículas de la fase dispersa. Las partículas en los coloides no son visibles directamente, son visibles a nivel microscópico (entre 10-100 nm), y en las suspensiones sí son visibles a nivel macroscópico (mayores 100 nm). Además al reposar las fases de una suspensión se separan, mientras que las de un coloide no lo hacen. La suspensión es filtrable, mientras que el coloide no es filtrable.

- **Compuesto.** Es una sustancia pura que contiene dos o más clases de átomos en cantidades relativas constantes, es decir, que su composición química es constante, y que puede descomponerse por métodos químicos en los elementos que lo constituye.

- **Composición centesimal.** Indica el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman parte de un compuesto. Se obtiene a partir de la fórmula molecular del compuesto.

- **Constante de Avogadro.** Es el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) contenido en un mol de dichas entidades. Su valor es: N_A = $6{,}022.10^{23}$ mol^{-1}.

- **Densidad.** La densidad de una sustancia es su masa por unidad de volumen.

- **Disolución.** Mezcla homogénea de dos o más sustancias, de composición constante y en la que los constituyentes son indistinguibles. El conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida y sus componentes no pueden separarse por métodos físicos simples. Los componentes de una disolución son soluto y disolvente (o solvente).

- **Ecuación química.** Es una representación convencional escrita que, de forma abreviada, expresa una reacción química, así como las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en dicha reacción. Solamente indica el estado inicial y final de la transformación y no informa sobre el mecanismo de dicha transformación, ni sobre la velocidad a la que se produce.

- **Ecuación ajustada o balanceada.** Cuando los dos miembros de la ecuación química contienen, en cada uno de ellos, el mismo número de átomos de cada elemento. Se indica introduciendo delante de las fórmulas químicas de cada compuesto un coeficiente estequiométrico adecuado, que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa y de la ley de conservación de la cargas electricas.

- **Elemento.** Es una sustancia pura en la que todos sus átomos son iguales, de la misma clase, que no puede separarse en otras sustancias más sencillas mediante métodos químicos simples.
- **Estequiometría.** Es el término utilizado en química para referirse al estudio de las relaciones cuantitativas (pondérales o volumétricas) en una reacción química.
- **Factores de conversión.** Son los factores que se utilizan para realizar cálculos cuantitativos en las ecuaciones químicas. Pueden ser:
  - — Conversión en mol a partir de la masa o el volumen inicial.
  - — Relación molar entre la sustancia conocida y la que se desea calcular.
  - — Conversión en masa o en volumen de la sustancia investigada.
- **Fórmula química.** Es la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran. Para ello, se utiliza una combinación de símbolos de elementos y subíndices numéricos que indican, bien el número relativo de átomos de cada clase en una sustancia: *fórmula empírica*, o bien el número real de átomos de cada clase que constituyen una molécula: *fórmula molecular*.
- **Fórmula empírica.** Es la fórmula más sencilla de una sustancia que indica el tipo de átomos presentes en un compuesto y el número relativo de átomos de cada clase que contiene. Los números que figuran en la fórmula empírica deben ser enteros, pues indican las proporciones enteras más pequeñas entre los átomos de cada clase.
- **Fórmula estructural.** Es la fórmula que indica el tipo y número de átomos que integran una molécula, la orientación espacial y la forma en que los átomos están unidos mediante enlaces químicos. Normalmente se utilizan líneas entre los símbolos de los elementos para representar los enlaces.
- **Fórmula molecular.** Es la verdadera fórmula de una sustancia compuesta y, por tanto, indica el número real de átomos de cada clase que están contenidos en una molécula de una sustancia. Se trata siempre de algún múltiplo entero de la fórmula empírica.
- **Masa atómica de un elemento.** Es la masa de uno de sus átomos expresada en unidades de masa atómica, u.m.a.
- **Masa atómica promedio.** Es la masa ponderada de las masas de todos los átomos de un elemento, tal como éste se presenta en la naturaleza.
- **Masa molar de una sustancia.** Es la masa de un mol de dicha sustancia. Expresada en gramos coincide con la masa (peso) molecular.
- **Masa molecular.** Es la que se obtiene como suma de las masas atómicas de los átomos que intervienen en la fórmula molecular de una sustancia, expresada en unidades de masa atómica (u.m.a.).
- **Materia.** Es todo aquello que tiene masa, ocupa un lugar en el espacio y se encuentra en constante movimiento y transformación mediante fenómenos físicos y químicos, principalmente. La Química es la ciencia que estudia su naturaleza, composición y transformación.
- **Mezcla.** Materia formada por dos o más sustancias puras pero no combinadas químicamente, por lo que en una mezcla, no se producen cambios químicos, y cada uno de sus componentes mantiene su identidad y propiedades químicas. Los componentes de una mezcla pueden separarse por medios físicos.

- **Mezcla heterogénea.** Es una combinación de dos o más materiales que tiene una composición no uniforme, por lo que, porciones distintas del material o mezcla poseen propiedades diferentes. En ella se pueden distinguir a simple vista sus componentes

- **Mezcla homogénea.** Es una combinación de dos o más sustancias puras en proporción variable, sin que ninguna pierda sus propiedades originales, y que tiene una composición uniforme.

- **Molécula.** Es una combinación de átomos que posee su propio conjunto de propiedades características, por lo que también se define como la menor cantidad de una sustancia pura que aún conserva las propiedades químicas de dicha sustancia. Las moléculas de las sustancias simples están formadas por la unión de átomos de un mismo elemento, mientras que las moléculas de un compuesto químico están formadas por la unión de átomos de elementos diferentes.

- **Mol.** Es la unidad con la que se mide la cantidad de una sustancia, y se define como la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, electrones, etc.) como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12. La cantidad de partículas contenidas en 1 mol viene dado por el número de Avogadro: $6{,}022.10^{23}$ entidades, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado.

- **Número de Avogadro.** Es el número de entidades elementales que hay en 12 g de carbono-12, o presentes en un mol de cualquier sustancia. Se representa por N_A y tiene un valor de $6{,}022.10^{23}$ mol^{-1}.

- **Reacción química.** Es un proceso mediante el cual unas sustancias (reactivos) se transforman en otras (productos de la reacción), mediante una reorganización de los átomos, formando moléculas nuevas.

- **Reactivo en exceso.** Es el reactivo que interviene en una reacción química en cantidad superior a la estequiométrica.

- **Reactivo limitante.** Es el reactivo que se consume por completo en una reacción química y cuya cantidad determina la máxima cantidad de producto que es posible obtener en dicha reacción. Es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

- **Rendimiento teórico de una reacción.** Cantidad máxima de un producto específico que se puede obtener a partir de determinadas cantidades de reactivos, suponiendo que el reactivo limitante se consume en su totalidad, siempre que ocurra una sola reacción y se recupere totalmente el producto.

- **Rendimiento real de una reacción.** Es la cantidad de producto puro que realmente se obtiene en una reacción química. El Rendimiento porcentual es el rendimiento real multiplicado por 100 y dividido por el rendimiento teórico.

- **Riqueza o % pureza.** Es el porcentaje de un compuesto o elemento específico en una muestra impura, es decir, indica el grado de pureza o riqueza y se expresa en tanto por ciento (%). Este porcentaje indica que parte del compuesto reaccionará realmente.

- **Símbolos químicos.** Son abreviaturas de una o dos letras que se utilizan para designar los nombres de los elementos químicos.

- **Suspensión.** Mezcla heterogénea formada por un sólido que se dispersa en un medio líquido o gaseoso. Las suspensiones se diferencian de los coloides o sistemas coloidales, principalmente en el tamaño de las partículas de la fase dispersa. Las partículas en las suspensiones son visibles a nivel macroscópico (mayores de 100 nm), y de los coloides a nivel microscópico (entre 10-100 nm). Además al reposar las fases de una suspensión se separan, mientras que las de un coloide no lo hacen. La suspensión es filtrable, mientras que el coloide no es filtrable.
- **Sustancia pura.** Tiene una composición fija y constante y un conjunto de propiedades físicas y químicas características. No se puede descomponer en otras materias de distinta clase por medio de procesos fisicoquímicos sencillos.
- **Volumen molar.** El volumen molar de un gas en condiciones estándar (T= 273,15 K ó 0 °C, P= 1 atm.) es el volumen ocupado por un mol de gas. Su valor es 22,4 L.
- **Unidad de masa atómica (u.m.a.).** Es la unidad másica, de una escala de masas, que se utiliza para expresar las masas de los átomos individuales. Un u.m.a. es la 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12.

Desarrollo de competencias

1 ¿La fórmula de un cierto compuesto es Na_2CO_3. De acuerdo con ella podemos decir que: *a)* contiene 3 átomos de cobalto, *b)* es una mezcla de sodio, carbono y oxígeno, *c)* cada una de sus moléculas está formada por tres átomos, *d)* contiene 2 átomos de sodio, 1 de carbono y 3 de oxígeno.

Solución

d) Contiene 2 átomos de sodio, 1 de carbono y 3 de oxígeno.

2 ¿Los subíndices de una fórmula son unos números muy importantes, pero ¿qué significan en realidad?: *a)* los gramos de cada sustancia en la mezcla, *b)* los números que identifican cada elemento químico, *c)* las proporciones de cada elemento en el compuesto, *d)* las proporciones de cada elemento en la naturaleza.

Solución

c) Las proporciones de cada elemento en el compuesto.

3 ¿Cuántos átomos de cada uno de los elementos que lo constituyen, están presentes en 3 moléculas de K_2HPO_4?

Solución

1 molécula de K_2HPO_4 contiene $\rightarrow$ 2 átomos de potasio; 1 átomo de hidrógeno, 1 átomo de fósforo y 4 átomos de oxígeno.

3 moléculas de K_2HPO_4 contienen $\rightarrow$ 3 $\times$ 2 átomos de potasio = **6 átomos potasio.**

3 $\times$ 1 átomos de hidrógeno = **3 átomos hidrógeno.**

3 $\times$ 1 átomos de fósforo = **3 átomos fósforo.**

3 $\times$ 4 átomos de oxígeno = **12 átomos oxígeno.**

4 ¿Cuántos mol son? *a)* 7,00 g de Na, *b)* 20,50 g de H_2O, *c)* 64,80 g de H_2SO_4. (Masas atómicas: Na = 23,00; H = 1,00; O = 16; S = 32,06).

Solución

a) 7,00 g de Na $\rightarrow$ **0,30 mol de Na**

$$23{,}00 \text{ g Na} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$7{,}00 \text{ g Na} \rightarrow X \text{ mol}$$

$$7{,}00 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{23{,}00 \text{ g Na}} = 0{,}30 \text{ mol Na}$$

También se puede calcular directamente con la ecuación:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7{,}00 \text{ g Na}}{23{,}00 \text{ g Na}} = 0{,}30 \text{ mol Na}$$

b) 20,50 g de H_2O $\rightarrow$ **1,14 mol de H_2O**

$$20{,}50\ g\ H_2O \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18{,}00\ g\ H_2O} = 1{,}14\ mol\ H_2O$$

c) 64,80 g de H_2SO_4 $\rightarrow$ **0,66 mol de H_2SO_4**

$$64{,}80\ g\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98{,}00\ g\ H_2SO_4} = 0{,}66\ mol\ H_2SO_4$$

5 ¿Cuántos átomos están contenidos en 2,5 mol de sodio, Na?

Solución

a)

$$1\ mol\ de\ Na \rightarrow 6{,}022.10^{23}\ átomos$$

$$2{,}5\ mol\ de\ Na \rightarrow X\ átomos$$

$$X = \frac{6{,}022.10^{23} \times 2{,}50\ mol\ Na}{1{,}00\ mol\ Na} = 15{,}056.10^{23}$$

$X = 15{,}056.10^{23} \approx 1{,}51.10^{24}$ átomos de Na

6 ¿Cuántas moléculas están contenidas en 1,2 mol de ácido sulfúrico, H_2SO_4?

Solución

a)

$$mol\ de\ H_2SO_4 \rightarrow 6{,}022.10^{23}\ moléculas$$

$$1{,}2\ mol\ de\ H_2SO_4 \rightarrow X\ moléculas\ H_2SO_4$$

$$X = \frac{6{,}022.10^{23}\ moléculas \times 1{,}2\ mol\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4}$$

$X = 7{,}228.10^{23} \approx 7{,}23.10^{23}$ moléculas de H_2SO_4

7 ¿Cuántos átomos, de cada uno de los elementos que lo constituyen, están contenidos en 2 mol de sulfato de sodio, Na_2SO_4?

Solución

El Na_2SO_4 está constituido por los elementos: sodio, Na; azufre, S; oxígeno, O y presenta una relación: 2:1:4 entre ellos.

1 mol de Na_2SO_4 contiene $\rightarrow$ 2 mol de átomos de Na
1 mol de átomos de S
4 mol de átomos de oxígeno

Entonces en:

2 mol habrá $\rightarrow$ 2×2 mol de átomos de Na = 4 mol de átomos de Na
2×1 mol de átomos de S = 2 mol de átomos de S
2×4 mol de átomos de oxígeno = 8 mol de átomos de O

Si transformamos los mol a átomos multiplicando por $6{,}022.10^{23}$, se obtiene que:

2 mol de Na_2SO_4 contiene $\rightarrow$ **$4 \times 6{,}022.10^{23} = 2{,}409.10^{24}$ átomos de Na**

$2 \times 6{,}022.10^{23} = 1{,}205.10^{23}$ átomos de S

$8 \times 6{,}022.10^{23} = 4{,}818.10^{24}$ átomos de O

8 ¿Cuántas moléculas del ion sulfato, SO_4^{2-}, están contenidas en 2 mol de sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$?

Solución

La fórmula $Al_2(SO_4)_3$ nos indica que:

1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ contiene 3 mol de SO_4^{2-}

Al transformar los mol de anion sulfato en moléculas (multiplicando los mol por el número de Avogadro) se obtiene:

3 mol de sulfato $\times\ 6{,}022.10^{23} = 18{,}069.10^{23}$ o $1{,}8069.10^{24}$ moléculas de sulfato

Por lo tanto:

1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ contiene $18{,}069.10^{23}$ moléculas de sulfato

La cantidad de moléculas de anión sulfato presentes en 2 mol de $Al_2(SO_4)_3$ se determina:

1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ $\rightarrow$ $1{,}8069.10^{24}$ moléculas de sulfato

2 mol de $Al_2(SO_4)_3$ $\rightarrow$ X moléculas de sulfato

$$X = \frac{2 \text{ mol sulfato} \times 1{,}8069.10^{24} \text{ moléculas } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3}$$

$X = 3{,}6138.10^{24} \approx 3{,}61.10^{24}$ moléculas

9 ¿En cuántos mol del compuesto $LiKCO_3$ estarán contenidos $20{,}362.10^{23}$ átomos de oxígeno?

Solución

La fórmula $LiKCO_3$ nos indica que:

1 mol de $LiKCO_3$ contiene 3 mol de átomos de oxígeno

Para transformar los 3 mol de átomos de oxígeno a átomos, se multiplican los mol de átomos de oxígeno por el nº de Avogadro, obteniéndose:

3 mol de átomos de oxígeno $\times\ 6{,}022.10^{23} = 18{,}069.10^{23} = 1{,}81.10^{24}$ átomos de oxígeno

Entonces:

1 mol de $LiKCO_3$ contiene $18{,}069.10^{23}$ átomos de oxígeno

Ahora calculamos los mol del compuesto que contienen $20{,}362.10^{23}$ átomos de oxígeno:

1 mol de $LiKCO_3$ $\rightarrow$ $18{,}069.10^{23}$ átomos de oxígeno

X mol de $LiKCO_3$ $\rightarrow$ $20{,}362.10^{23}$ átomos de oxígeno

$$X = \frac{20{,}362.10^{23}\ \text{átomos oxígeno} \times 1\ \text{mol LiKCO}_3}{18{,}069.10^{23}\ \text{átomos de oxígeno}}$$

X = 1,127 mol = 1,12 mol de $LiKCO_3$

10 ¿Cuántos gramos pesarán $24{,}046.10^{23}$ átomos de azufre, S? (Masa atómica S = 32)

Solución

$6{,}022.10^{23}$ átomos de S pesan 32 gramos

Por lo tanto:

$6{,}022.10^{23}$ átomos de S $\xrightarrow{\text{pesan}}$ 32 gramos

$24{,}046.10^{23}$ átomos de S $\xrightarrow{\text{pesan}}$ X gramos

$$X = \frac{24{,}046.10^{23}\ \text{átomos S} \times 32\ \text{g}}{6{,}022.10^{23}\ \text{átomos de S}}$$

X= 127,756 g = 127,76 g de S

11 ¿Cuántos at-g de Na hay en 39 g de Na_2S? (Datos: Masa molar (Na_2S) = 78).

Solución

1 mol Na_2S $\rightarrow$ 78 g

X mol $\rightarrow$ 39 g

X = 0,5 mol

En 1 mol de Na_2S hay: 2 at-g de Na $\rightarrow$ $2 \times 6{,}022.10^{23}$ átomos de Na

1 at-g de S $\rightarrow$ $1 \times 6{,}022.10^{23}$ átomos de S

1 mol $\rightarrow$ 2 at-g de Na

0,5 mol $\rightarrow$ X

X = 1 at-g de Na

1 mol Na_2S $\rightarrow$ 2 x $6{,}022.10^{23}$ átomos de Na

0,5 mol $\rightarrow$ X átomo de Na

X = $6{,}023.10^{23}$ átomos de Na

12 ¿Un átomo de un elemento tiene una masa de $6{,}64.10^{-24}$ g, ¿cuál es su masa atómica?

Solución

Para saberlo tenemos que hacer la conversión de u.m.a. y gramos. Para ello tenemos que saber que:

1 mol de átomos de C pesa 12 g

$N_A = 6{,}022.10^{23}$

Luego:

$$1 \text{ u.m.a.} \times \frac{1 \text{ at. C}}{12 \text{ u.m.a.}} \times \frac{12 \text{ g}}{6{,}022.10^{23} \text{ at. C}} = \frac{1}{6{,}022.10^{23}} = 1{,}66.10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ u.m.a.} \rightarrow 1{,}66.10^{-24} \text{ g}$$

$$X \text{ u.m.a.} \rightarrow 6{,}64.10^{-24} \text{ g}$$

$$X = 6{,}64.10^{-24} \text{ g} \frac{1 \text{ u.m.a.}}{1{,}66.10^{-24}} = 4 \text{ u.m.a.}$$

Luego la **masa atómica, A**, del elemento es **4,** que se corresponde con el Helio, He.

13 ¿Cuántos átomos hay en 22,4 litros de neón (Ne) medidos a 0 °C y 760 mmHg (1 atm)?

Solución

1 mol de Ne → 22,4 litros

1 mol de Ne → $6{,}022.10^{23}$ átomos de Ne

Luego en 22,4 litros de Ne habrá: **$6{,}022.10^{23}$ átomos de Ne.**

14 Calcular el número de mol que habrá en 672 mL de oxígeno.

Solución

672 mL son 0,672 L

22,4 L → 1 mol de oxígeno

0,672 L → X mol de oxígeno

X= 0,03 mol de oxígeno.

15 Calcular el número de mol de átomos contenidos en 1,12 litros de helio (He) a 0 °C y 1 atm.

Solución

22,4 litros → 1 mol-átomos He

1,12 litros → X mol-átomos He

X= 0,05 mol de Helio.

16 ¿Cuál es volumen, a 0 °C y 1 atm., de $3{,}011.10^{23}$ moléculas metano, CH_4?

Solución

$6{,}022.10^{23}$ moléculas de metano → 1 mol metano

$3{,}011.10^{23}$ moléculas metano → X mol metano

X = 0,5 mol de metano

1 mol de metano → 22,4 litros

0,5 mol de metano → X litros

X = 11,2 L

17 ¿Qué volumen ocupan, a 0 °C y 1 atm, 220 g de dióxido de carbono, CO_2? (C = 12, O = 16).

Solución

Masa molar CO_2 = 44 g

1 mol de dióxido de carbono → 44 g
X mol de dióxido de carbono → 220 g

X = 5 mol de dióxido de carbono

1 mol de dióxido de carbono → 22,4 litros
5 mol de dióxido de carbono → X litros

X= 112 L

18 Un mol de gas ocupa 25 L y su densidad es 1,25 g/L, a una temperatura y presión determinadas. Calcular la densidad del gas en condiciones normales.

Solución

Conociendo el volumen que ocupa 1 mol del gas y su densidad, calculamos la masa del mol:

$$m = d_1 . V_1$$

$$m = 1{,}25 \text{ g/L} \times 25 \text{ L} = 31{,}25 \text{ g}$$

Como hemos calculado la masa que tienen un mol y sabemos que un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros, podemos calcular su densidad:

$$d_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{31{,}25 \text{ g}}{22{,}4 \text{ L}} = 1{,}40 \text{ g/L}$$

Densidad del gas = 1,40 g/L

19 Un compuesto contiene 80% de carbono (C) y 20% de hidrógeno. Calcular su fórmula empírica y molecular? (Datos: C = 12, H = 1).

Solución

Cara calcular la fórmula empírica debemos calcular el número relativo de átomos que hay de cada elemento. Para ello dividimos el % de cada elemento entre su masa atómica (es lo mismo que calcular el número relativo de mol). A continuación dividimos los resultados entre el número menor obtenido, y al hacerlo nos quedaran números enteros sencillos.

$$\% \text{ C} = \frac{80}{12} = 6{,}67 \rightarrow \frac{6{,}67}{6{,}67} = 1$$

$$\% \text{ H} = \frac{20}{1} = 20 \rightarrow \frac{20}{6{,}67} \cong 3$$

Por lo tanto, la **fórmula empírica** será: **CH_3.**

La fórmula molecular será un múltiplo de la fórmula empírica, **$(CH_3)_n$**, como, por ejemplo n = 2, **C_2H_6.**

Fórmula molecular: $(CH_3)_n$

20 ¿Determinar la fórmula molecular de un compuesto formado por carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O), cuyo análisis cuantitativo resulto ser: 40% de C, 6,7% de H y 53,3% de O, siendo su masa molecular de 60 uma. (Datos: C = 12, O = 16, H = 1).

Solución

El porcentaje en peso lo transformamos en la relación entre el número de átomos, dividiendo cada uno de ellos por el respectivo peso atómico del elemento.

$$C = \frac{40,0}{12} = 3,3; \quad H = \frac{6,7}{1} = 6,7; \quad O = \frac{53,3}{16} = 3,3$$

Hemos obtenido una relación C:H:O de 3,3:6,7:3,3, que se puede expresar en números enteros sencillos dividiendo por el menor de los números anteriores, es decir, por 3,3:

$$C = \frac{3,3}{3,3} = 1; \quad H = \frac{6,7}{3,3} = 2; \quad O = \frac{3,3}{3,3} = 1$$

Con lo que resulta la relación 1:2:1, por lo que la fórmula empírica es:

Fórmula empírica: CH_2O

a la que corresponde una masa molecular de 30 uma (1 x 12 + 2 x 1 +1 x 16 = 30)

Como en el enunciado nos han especificado que la masa molecular real del compuesto es de 60 uma, dividiendo éste por el correspondiente a la fórmula empírica se obtendrá la relación entre ambas fórmulas, esto es:

$$n = \frac{\text{Masa molecular compuesto}}{\text{Masa molecular fórmula empírica}} = \frac{60 \text{ uma}}{30 \text{ uma}} = 2$$

Formula molecular $\rightarrow$ (Fórmula empírica)$_n$

Por lo que la fórmula molecular del compuesto será: $C_2H_4O_2$.

Fórmula molecular: $C_2H_4O_2$.

21 Calcular la composición centesimal del $KClO_3$ (K = 39, Cl = 35,5; O = 16).

Solución

Lo primero que tenemos que hacer es calcular la masa molecular del compuesto, sumando las masas atómicas de cada uno de los elementos que forman la molécula:

$$M_{KClO3} = 1 \times 39 + 1 \times 35,5 + 3 \times 16 = 122,5 \text{ u}$$

Para calcular la composición centesimal de cada elemento usamos la siguiente fórmula:

$$\% \text{ Elemento} = \frac{\text{N.º átomos del elemento} \times \text{masa atómica del elemento}}{\text{Masa molecular del compuesto}} \times 100$$

Entonces tenemos que:

$$\% \text{ K} = \frac{1 \times 39}{122{,}5} \times 100 = 31{,}84\% \text{ K}$$

$$\% \text{ Cl} = \frac{1 \times 35{,}5}{122{,}5} \times 100 = 28{,}98\% \text{ Cl}$$

$$\% \text{ O} = \frac{3 \times 16}{122{,}5} \times 100 = 39{,}18\% \text{ O}$$

Para comprobar que está bien el cálculo, la suma de todos los % debe ser igual a 100:

31,84% K + 28,98% Cl + 39,18% O = 100%

22 ¿Qué cantidad de hierro habrá en 150 g de óxido de hierro (III) puro, de fórmula Fe_2O_3? (Fe = 55,85, O = 16).

Solución

La masa molecular del compuesto es:

$$\mathbf{M}_{Fe2O3} = 2 \text{ x } 55{,}85 + 3 \text{ x } 16 = \mathbf{159{,}70}$$

El porcentaje de hierro será:

$$\% \text{ Fe} = \frac{2 \times 55{,}85}{159{,}70} \times 100 = 69{,}94\% \text{ Fe}$$

Por lo tanto, en 150 g de Fe_2O_3 habrá:

$$100 \text{ g } Fe_2O_3 \rightarrow 69{,}94 \text{ g Fe}$$

$$150 \text{ g } Fe_2O_3 \rightarrow \text{X g Fe}$$

$$150 \text{ g } Fe_2O_3 \times \frac{69{,}94 \text{ g Fe}}{100 \text{ g } Fe_2O_3} = X$$

X = 104,92 g Fe

23 La composición centesimal de una sustancia es 13,73% de azufre, 27,46% de oxígeno y 58,8% de bario. ¿Cuál es su fórmula? (Masas atómicas: S = 32; Ba = 137; O = 16).

Solución

Las masas que nos dan en el enunciado corresponden a 100 g de la sustancia. Lo primero que tenemos que hacer es calcular los mol que corresponderían a cada uno de estos compuestos:

$$n_S = \frac{m_S}{A_s} = \frac{13{,}73}{32} = 0{,}43 \text{ mol S}$$

$$n_O = \frac{m_O}{A_O} = \frac{24,46}{16} = 1,72 \text{ mol O}$$

$$n_{Ba} = \frac{m_{Ba}}{A_{Ba}} = \frac{58,8}{137} = 0,43 \text{ mol Ba}$$

Hay 0,42 mol de S e igual número de Ba; y la relación entre el número de mol de oxígeno y el número de mol de bario es:

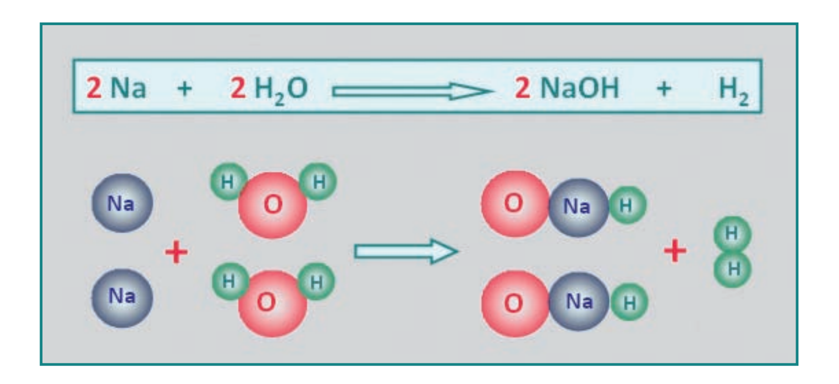
$$\frac{n_O}{n_{Ba}} = \frac{1,72}{0,43} = 4$$

Luego la **fórmula del compuesto será: $BaSO_4$.**

24 Ajustar, mediante tanteo, la siguiente reacción:

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

Solución



25 Ajustar, mediante tanteo, la siguiente reacción:

$$CH_3OH + PCl_5 \rightarrow CH_3Cl + POCl_3 + H_2O$$

Solución

Identificamos los reactivos y los productos y, a continuación, contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto y vemos los que están ajustados:

Reactivos	Productos	
$CH_3OH + PCl_5$ →	$CH_3Cl + POCl_3 + H_2O$	
4 H	5 H	sin ajustar
1 C	1 C	ajustado
1 O	2 O	sin ajustar
1 P	1 P	ajustado
5 Cl	4 Cl	sin ajustar

Tenemos que ajustar el H, O y Cl. Vemos que necesitamos más cloro en la derecha de la ecuación:

$$CH_3OH + PCl_5 \rightarrow \mathbf{2}\ CH_3Cl + POCl_3 + H_2O$$

Ahora se necesita más átomos de C a la izquierda, por lo que duplicamos CH_3OH:

$$2\ CH_3OH + PCl_5 \rightarrow 2\ CH_3Cl + POCl_3 + H_2O$$

Ya tenemos la ecuación ajustada:

Reactivos	Productos	
$2\ CH_3OH + PCl_5 \rightarrow$	$2\ CH_3Cl + POCl_3 + H_2O$	
8 H	8 H	ajustado
2 C	2 C	ajustado
2 O	2 O	ajustado
1 P	1 P	ajustado
5 Cl	5 Cl	ajustado

26 Para la reacción de combustión del butano, C_4H_{10}, tenemos la siguiente ecuación química sin ajustar:

$$C_4H_{10}\ (l) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

Calcular la masa de CO_2 producida al quemar 1 gramo de C_4H_{10}. (Masas atómicas: C = 12,00; H = 1,00; O = 16,00).

Solución

Primero tenemos que ajustar la ecuación química:

$$2\ C_4H_{10}\ (l) + 13\ O_2\ (g) \rightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g)$$

A continuación, debemos calcular cuantos mol de butano tenemos en 1,00 gramos de la muestra:

$$(1{,}0\ g\ C_4H_{10}) \times \frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ C_4H_{10}} = 1{,}72.10^{-2}\ mol\ C_4H_{10}$$

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\frac{8\ mol\ de\ CO_2}{2\ mol\ de\ C_4H_{10}}$$

tenemos que:

$$\frac{8\ mol\ CO_2}{2\ mol\ C_4H_{10}} \times 1{,}72.10^{-2}\ mol\ C_4H_{10} = 6{,}88.10^{-2}\ mol\ CO_2$$

$$X = 6{,}88.10^{-2}\ mol\ de\ CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir los mol de CO_2 en gramos (usando el **peso/masa molecular** del CO_2):

$$6{,}88.10^{-2}\ mol\ CO_2 \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 3{,}03\ g\ CO_2$$

De manera similar podemos determinar la masa de agua producida, la masa de oxígeno consumida, etc.

27 *a)* ¿Cuántos mol de $Al_2(SO_4)_3$ se formarán si se hacen reaccionar 73,5 g de ácido sulfúrico, con un exceso de Al?, *b)* ¿cuántos litros de hidrógeno se formarán? (en condiciones estándar, 0 °C y 1 atm). (Masas atómicas: Al = 22; S = 32; O = 16; H = 1)

$$2\,Al + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,H_2\,(g)$$

Solución

Masa molecular H_2SO_4 = 98 g

Masa molecular $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g

Luego:

$2\,Al$	+ $3\,H_2SO_4$	$\rightarrow Al_2(SO_4)_3$	+ $3\,H_2\,(g)$
54 g	**294 g**	**342 g**	**6 g**
2 at-g	**3 mol**	**1 mol**	**3 mol**

a)

294 g de H_2SO_4 $\rightarrow$ 1 mol $Al_2(SO_4)_3$

73,5 g de H_2SO_4 $\rightarrow$ X mol $Al_2(SO_4)_3$

X = 0,25 mol de $Al_2(SO_4)_3$ se formarán

b)

3 mol de H_2 $\rightarrow$ $3 \times 22{,}4$ L = 67,2 Litros

294 g de H_2SO_4 $\rightarrow$ 67,2 L

73,5 g de H_2SO_4 $\rightarrow$ X L

X = 16,8 L de hidrógeno se formarán

28 Un mineral que contiene óxido de plata, Ag_2O, tiene un 34% de impurezas. ¿Qué cantidad de plata pura hay en 300 kg de dicho material? (Masas atómicas: Ag = 108; O = 16).

Solución

De acuerdo con el enunciado, sabemos que sólo el 66% (100 – 34 = 66) del mineral corresponde al óxido de plata que queremos usar, por lo que en 300 kg de mineral habrá:

100 kg mineral $\rightarrow$ 66 kg óxido

300 kg mineral $\rightarrow$ X kg óxido

$$X \text{ kg óxido} = 300 \text{ kg mineral} \; \frac{66 \text{ kg óxido}}{100 \text{ kg mineral}} = 198 \text{ kg óxido}$$

La fórmula del óxido de plata es Ag_2O $\rightarrow$ Masa molecular = $2 \times 108 + 16 = 232$

Esto quiere decir que en 232 kg de óxido hay: Ag_2 $\rightarrow$ 2x108 = 216 kg de plata pura, por lo que en los 198 kg de óxido habrá (la relación entre kg es la misma que entre gramos):

232 kg óxido $\rightarrow$ 216 kg Ag

198 kg óxido $\rightarrow$ X kg Ag

$$m_{Ag} = 198 \text{ kg óxido } \frac{216 \text{ kg Ag}}{232 \text{ kg óxido}} = 184{,}34 \text{ kg Ag}$$

m_{Ag} = 184,34 kg Ag

29 a) ¿Cuántos kg de dióxido de carbono se pueden obtener a partir de 130 kg de carbonato cálcico según la reacción de descomposición?

$$CaCO_3 \rightarrow CO_2 + CaO$$

b) Si se obtienen 36 kg de dióxido, ¿cuál es el rendimiento de la reacción? (Masas atómicas: Ca = 40, C = 12, O= 16; H = 1).

Solución

a) Las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción son:

Masa molecular $CaCO_3$ = 40 + 12 + 3 × 16 = 100 g

Masa molecular CO_2 = 12 + 2 × 16 = 44 g

Masa molecular CaO = 40 + 16 = 56 g

Comprobamos que la reacción está ajustada, y así sabemos las cantidades (masas) relativas que reaccionan.

Si tenemos, de acuerdo con el enunciado, 130 kg de carbonato cálcico, entonces la masa de CO_2 será:

$$m\ CO_2 = 130 \text{ kg } CaCO_3 \times \frac{44 \text{ kg } CO_2}{100 \text{ kg } CaCO_3} = 57{,}2 \text{ kg } CO_2$$

Se obtienen 57,2 kg de CO_2

b) Como, el enunciado, nos dice que sólo se han obtenido 36 kg, el rendimiento será:

$$\textbf{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Cantidad real (producto)}}{\text{Cantidad teórica (producto)}} \times 100\%$$

$$R\% = \frac{36}{57{,}2} \times 100 = 62{,}94\%$$

Rendimiento porcentual de la reacción: 62,94%

30 En un experimento se calentaron 7,36 g de zinc (Zn) con 6,45 g de azufre (S) *a)* ¿Cuál es el reactivo limitante?, *b)* ¿qué cantidad de sulfuro de zinc (ZnS) se produjo? (Masas atómicas: Zn = 65,4; S = 32,1). Considere que estas sustancias reaccionan de acuerdo con la ecuación:

$$8\ Zn\ (s) + S_8\ (s) \rightarrow 8\ ZnS\ (s)$$

Solución

a) La ecuación química ajustada es:

$$8\ Zn\ (s) + S_8\ (s) \rightarrow 8\ ZnS\ (s)$$

Se calculan los mol de cada reactivo puro, a partir de las cantidades del enunciado:

$$7{,}36 \text{ g Zn} \ \frac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}4 \text{ g Zn}} = 0{,}113 \text{ mol Zn}$$

$$6{,}45 \text{ g S} \ \frac{1 \text{ mol S}}{32{,}1 \text{ g S}} = 0{,}200 \text{ mol S}$$

Como la relación Zn:S es 8:1, si utilizáramos los 0,113 mol de Zn, necesitaríamos 0,113/8 = 0,014 mol de S, que es menor que los 0,200 mol de S que disponemos, por lo que ya vemos que el Zn es el reactivo limitante.

Si empezáramos pensando que utilizamos 0,200 mol de S, se necesitaría 0,200 x 8 = 1,6 mol de Zn, y vemos que sólo tenemos 0,113 mol de Zn, con lo que llegamos a la misma conclusión de que Zn es el reactivo limitante.

El **Zn** es el **reactivo limitante**

b) A continuación calculamos la cantidad de ZnS que se produjo, teniendo en cuenta el reactivo limitante y los coeficientes estequiométricos de la ecuación química (8 mol Zn/ 8 mol ZnS):

$$0{,}113 \text{ mol Zn} \ \frac{8 \text{ mol ZnS}}{8 \text{ mol Zn}} = 0{,}113 \text{ mol ZnS}$$

$$0{,}113 \text{ mol ZnS} \ \frac{97{,}4 \text{ g ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} = 11{,}01 \text{ g ZnS}$$

Se producen **0,113 mol de ZnS ó 11,01 g de ZnS.**

Autoevaluación

1 Las sustancias que nos rodean pueden clasificarse, según la posibilidad de separar sus componentes por métodos físicos o no, en: *a)* elementos y compuestos químicos, *b)* sustancias puras y mezclas, *c)* elementos y mezclas, *d)* disoluciones, elementos y compuestos.

Solución

a) Sustancias puras y mezclas.

2 Si en una disolución es imposible distinguir sus componentes, incluso al microscopio, significa que: *a)* se trata de un elemento químico, *b)* es una mezcla homogénea, *c)* es un compuesto líquido, *d)* ninguno de los anteriores es cierto.

Solución

b) Mezcla homogénea.

3 Un elemento es una sustancia pura, al igual que también lo son los compuestos. ¿En qué se distinguen?: *a)* en el tamaño de sus partículas, *b)* en su aspecto, olor, color, propiedades, etc., *c)* un elemento está formado por átomos iguales, *d)* un elemento está formado por átomos diferentes.

Solución

c) Un elemento está formado por átomos iguales.

4 Observe la siguiente fórmula química: $Bi(NO_3)_3$. Según los subíndices que se ven en ella, ¿qué podemos afirmar sobre la molécula?: *a)* que posee 1 solo átomo de bismuto, Bi, *b)* qué posee un solo átomo de nitrógeno, *c)* qué posee 3 átomos de oxígeno, *d)* qué posee 5 átomos en total.

Solución

a) qué posee 1 solo átomo de bismuto, Bi.

5 Necesitamos tener: *a)* 1,20 mol de Zn, *b)* 0,25 mol de CH_4, *c)* 3,40 mol de H_2CO_3. ¿Cuántos gramos deberemos pesar de cada sustancia? (Masas atómicas: ZN = 65,42 ; C = 12; H = 1,00; O = 16)

Solución

a) 1,20 mol de Zn $\rightarrow$ **78,5 g de Zn.**

b) 0,25 mol de CH_4 $\rightarrow$ **4,00 g de CH_4.**

c) 3,40 mol de H_2CO_3 $\rightarrow$ **210,80 g de H_2CO_3.**

6 ¿Cuántos mol contienen $1{,}25.10^{24}$ átomos de potasio, K?

Solución

$1{,}25.10^{24}$ átomos de potasio $\rightarrow$ **2,08 mol de K.**

7 ¿Cuántos mol contienen $2,25.10^{23}$ moléculas de ácido carbónico?

Solución

$2,25.10^{23}$ moléculas de Ác. Carbónico → **0,37 mol de Ác. Carbónico.**

8 ¿Cuántos átomos de oxígeno están contenidos en 2,5 mol de $NaHCO_3$?

Solución

2,5 mol de $NaHCO_3$ → **$4,52.10^{24}$ átomos de oxígeno.**

9 ¿Cuántos gramos pesan $1,25.10^{23}$ átomos de sodio, Na? (Masa atómica Na = 23).

Solución

$1,25.10^{23}$ átomos de sodio pesan **4,77 g Na.**

10 ¿Cuántos gramos pesan 3,5 mol de átomos de bromo, Br? (Masa atómica Br = 80).

Solución

3,5 mol de átomos de bromo, Br, pesan → **280 g Br.**

11 ¿Cuántos átomos estarán contenidos en 64 g de potasio, K? (Masa atómica K = 39).

Solución

64 g de potasio, K, contienen → **$9,88.10^{23}$ átomos de K**.

12 Si tenemos 0,332 mol de permanganato potásico, $KMnO_4$, ¿cuántos gramos y cuántas moléculas son? (Datos: K = 39 ; Mn = 55 ; O = 16).

Solución

a) 0,332 mol de permanganato potásico, $KMnO_4$ → **52,46 g de $KMnO_4$.**

b) 0,332 mol de permanganato potásico, $KMnO_4$ → **$1,999.10^{23}$ moléculas.**

13 Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25,0 g de esta sustancia? (H = 1,008; Cl = 35,450).

Solución

En 25,0 g de HCl hay → **$4,13.10^{23}$ moléculas HCl.**

14 Calcular el volumen que ocupan 3 mol de dióxido de carbono a 0 °C y 1 atm.

Solución

3 mol de dióxido de carbono a 0 °C y 1 atm ocupan → **67,2 L.**

15 Calcular el número de moléculas que hay en 224 litros de nitrógeno, N, a 0 °C y 1 atm.

Solución

En 224 litros de nitrógeno a 0 °C y 1 atm. hay → **$60,22.10^{23}$ moléculas N.**

16 ¿Qué volumen ocupan, a 0 °C y 1 atm, 7 mol de átomos de xenon?

Solución

7 mol de átomos de xenon, a 0 °C y 1 atm, ocupan → **156,8 L.**

17 ¿Cuál es la masa de 44,8 litros de hidrógeno (H_2), a 0 °C y 1 atm? (H = 1,0).

Solución

La masa de 44,8 litros de hidrógeno (H_2), a 0 °C y 1 atm es → **4,0 g.**

18 Un compuesto de masa molecular 126 u contiene 25,4% de azufre, 38,1% de oxígeno y 36,5% de sodio. Calcular su fórmula. (Datos: S = 32, O = 16, Na = 23).

Solución

Fórmula empírica: Na_2SO_3.

19 Hallar la fórmula de una sustancia cuya composición centesimal es: 38,67% de K, 13,85% de N y 47,48% de O. (Datos: K = 39,1, N = 14,0, O = 16,0).

Solución

La fórmula del compuesto es: KNO_3.

20 Calcular la composición centesimal o porcentual del compuesto $Ni_2(CO_3)_3$ (carbonato de níquel III) (Masa atómicas: Ni= 58,7 ; C = 12; O = 16).

Solución

% Ni = 39,47%.

% C = 12,11%.

% O = 48,42%.

21 ¿Qué compuesto es más rico en azufre, el ácido sulfúrico, H_2SO_4, o el sulfato de sodio, Na_2SO_4? (Datos: S = 32, H = 1, O = 16; Na = 23).

Solución

El ácido sulfúrico es más rico en azufre.

22 ¿Cuál es la composición centesimal de la sacarosa de fórmula: $C_{12}H_{22}O_{11}$? (Masas atómicas: C = 12, O = 16, H = 1).

Solución

La composición centesimal sacarosa es: 42,11% C; 6,43%H y 51,46% O.

23 Ajustar, mediante tanteo, la siguiente reacción:

$$Li + N_2 \rightarrow Li_3N$$

Solución

$$\mathbf{6\ Li + N_2 \rightarrow 2\ Li_3N}$$

24 ¿Qué afirmación es falsa en relación con la siguiente reacción química sin ajustar? (Masas atómicas: C = 12,01; H = 1,008; O = 16,00).

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) La reacción de 16,0 g de CH_4 da 2 mol de agua, *b)* la reacción de 16,0 g de CH_4 da 36,0 g de agua, *c)* la reacción de 32,0 g de O_2 da 44,0 g de dióxido de carbono, *d)* una molécula de CH_4 requiere 2 moléculas de oxígeno, *e)* un mol de CH_4 da 44,0 g de dióxido de carbono.

Solución

a) **VERDADERA**.
b) **VERDADERA.**
c) **FALSA**.
d) **VERDADERA**.
e) **VERDADERA.**

25 ¿Qué masa de H_2, que reacciona con exceso de O_2, produce 11,91 g de H_2O? (Masas atómicas: H = 1,008, O = 16,00).

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$$

Solución

1,33 g H_2 produce 11,91 g de H_2O.

26 Uno de los métodos de obtención de cloro es por reacción entre HCl y MnO_2, según la reacción sin ajustar:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$$

¿Qué volumen de cloro se obtendrá cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico? Si se mide en condiciones estándar. (Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1).

Solución

Volumen medido en condiciones estándar **1,15 $\cong$ 1,2 L Cl_2.**

27 Uno de los métodos de obtención de amoniaco (NH_3) es según la reacción sin ajustar:

$$N_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow NH_3\ (g)$$

Calcular los litros de amoniaco que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H_2 (se supone que ambos gases están medidos a igual P y T).

Solución

Cuando reaccionan 0,5 L de H_2 se obtiene $\rightarrow$ **0,333 L de NH_3.**

28 La magnetita es un mineral con una composición aproximada del 78% de Fe_3O_4 y el resto son impurezas que no contienen hierro. Si en una veta de un mineral el contenido en magnetita es de un 70%, ¿qué cantidad máxima de hierro puro podremos obtener a partir de 1000 kg del mineral extraído? (Masas atómicas: Fe = 56; O = 16).

Solución

La cantidad de hierro puro que podemos conseguir será:

Masa Fe = 395,38 kg Fe.

29 El nitrato de plomo (II) reacciona con el ioduro potásico para dar un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II). *a)* Ajustar la ecuación correspondiente al proceso. *b)* Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo (II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo (II), ¿cuál es el rendimiento del proceso? (Masas atómicas: Pb = 207,19 ; N = 14; I = 126,90 , O = 16).

$$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + KNO_3$$

Solución

a) La ecuación ajustada es:

$$Pb(NO_3)_2 + 2\ KI \rightarrow PbI_2 + 2\ KNO_3$$

b) Cálculo del rendimiento.

Rendimiento = R = 88,5%

30 Según la reacción:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

a) ¿Qué cantidad de sal, NaCl, se obtendrá a partir de 30 g de hidróxido sódico (NaOH) y 45 g de ácido clorhídrico (HCl), *b)* ¿cuál es el reactivo limitante? (Masas atómicas: Na = 23 ; Cl = 35,45; O = 16; H = 1).

Solución

Si tenemos 30 g de NaOH podríamos tener 43,5 g NaCl.

A partir de los 45 g de HCl, obtendríamos: 72,5 g NaCl.

Dadas estas dos cantidades, el máximo que podría obtenerse de NaCl será la menor de las dos anteriores, es decir, 43,5 g de NaCl, porque cuando se hayan formado ya no quedará más hidróxido, NaOH, para combinarse y seguir obteniendo más sal, por lo tanto, el **reactivo limitante de la reacción es el hidróxido, NaOH.**

$$m_{NaCl} = 43,5\ g.$$



Estados de agregación de la materia

Contenidos

— Gases: sus leyes. Ley de Boyle. Ley de Charles-Gay-Lussac. Ley de Avogadro. Ecuación de estado de los gases ideales. Determinación de masas moleculares en gases.

— Cambios de estado: Presión de vapor, temperatura de ebullición y de fusión

— Estructura interna de los estados de agregación: Estado sólido, líquido y gaseoso.

— Disoluciones. Solubilidad y saturación.

— Concentración de disoluciones: Molaridad, Normalidad, Molalidad, Fracción molar, porcentaje en peso y en volumen.

— Propiedades coligativas de las disoluciones: Presión de vapor, variación de los puntos de fusión y ebullición, ósmosis.

Objetivos

— Distinguir los distintos estados de agregación de la materia: sólidos, líquidos y gases.

— Adquirir los conocimientos básicos acerca del estado gaseoso.

— Llegar razonadamente a las principales Leyes de los gases.

— Aplicar las leyes de los gases a los cálculos en las reacciones químicas.

— Establecer la ecuación de estado del gas ideal y saber aplicar dicha ecuación (tanto en condiciones normales como en otras condiciones).

— Conocer los cambios de estado: presión de vapor, temperatura de ebullición y de fusión.

— Reconocer las características de los sólidos, líquidos y gases para identificar los estados de agregación de la materia.

— Describir y definir la estructura y propiedades más relevantes de gases, líquidos y sólidos.

— Adquisición clara de los conceptos de solubilidad y de disolución.

— Manejar con soltura las diferentes formas de expresión de la concentración en las disoluciones.

— Saber calcular la concentración de una disolución en distintas formas: expresada en porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad, molalidad y fracción molar.

— Aplicar los conceptos y unidades de concentración en la preparación de disoluciones.

— Comprender la influencia de la concentración en las propiedades de los disolventes.

— Conocer las propiedades coligativas de las disoluciones.

— Aplicar las propiedades coligativas para el cálculo de masas molares de solutos y de las propiedades de las físicas de las disoluciones.

Introducción

La materia se presenta en la naturaleza, principalmente, en tres estados de agregación diferentes: sólido, líquido y gas. Los sólidos tienen forma y volumen fijos, los líquidos tienen volumen fijo, pero su forma se ajusta a la de la vasija que los contiene, y los gases no tienen ni forma ni volumen determinados, ajustándose en ambos casos, a la vasija que los contiene.

El estado de agregación de una sustancia depende de las condiciones de presión y temperatura. En los gases, el volumen varía mucho con la presión, es decir, son muy compresibles, mientras que los líquidos y sólidos son muy poco compresibles, debido a que, en ellos, las partículas están casi juntas unas con otras y su distancia relativa puede variar muy poco con los cambios de presión.

De los tres estados de agregación, el estudio del comportamiento del estado gaseoso es muy importante para el químico, pues nos permite comprender, por ejemplo, nuestra atmósfera y los efectos que los gases tienen en nuestra vida, además, es el estado de la materia más sencillo de comprender. Las regularidades observadas en el comportamiento de los gases se prestan a una detallada interpretación matemática, y ha contribuido mucho al estudio de la naturaleza íntima de la materia. Una de las más importantes es la hipótesis de Avogadro, debido a que las relaciones establecidas en ella tienen un gran valor para determinar, por ejemplo, las fórmulas moleculares, que han de ser conocidas antes de que podamos comprender los enlaces químicos, que veremos posteriormente. Los conceptos desarrollados al estudiar los gases, al inicio del tema, nos serán después muy útiles cuando nos ocupemos del comportamiento de las fases condensadas, los líquidos y los sólidos.

En condiciones normales de temperatura y presión, sólo unas cuantas sustancias son gases y el resto son sólidos o líquidos. Los químicos han preparado numerosos compuestos, de los cuales más del 99% son sólidos o líquidos.

La mayor parte de las sustancias sólidas y líquidas que encontramos en nuestra vida diaria y que intervienen en las transformaciones químicas, están formando parte de lo que se llaman *disoluciones,* por ello, éstas tienen una gran importancia en la química.

Esta unidad se inicia con el estudio de los gases, sus propiedades generales y las leyes comunes a todos ellos. El comportamiento físico de los gases es, prácticamente, independiente de su naturaleza. Como se verá, y a diferencia de los líquidos y de los sólidos, todos los gases se comportan de forma muy semejante frente a los cambios de condiciones tales como presión y temperatura. Se ha encontrado experimentalmente que el volumen de una muestra gaseosa cualquiera viene determinado únicamente por tres magnitudes: presión, temperatura y número de moléculas. Tenien-

do en cuenta estas consideraciones, se estudiará la ley que describe la variación del volumen con la presión, denominada *Ley de Boyle;* la que relaciona el volumen con la temperatura, *Ley de Charles y Gay-Lussac;* y la que establece la dependencia del volumen con respecto al número de moléculas, *Ley de Avogadro.*

Nos ocuparemos de las características, teorías y formas de agregación molecular en los sólidos, líquidos y gases en las condiciones normales que presentan en la naturaleza. Se verá el por qué y cómo se agregan o reúnen las moléculas para formar esas fases condensadas de la materia, que se denominan estados sólido, líquido y gaseoso. También se van a considerar los cambios entre los estados gas, líquido y sólido de la materia, es decir, los cambios de fase o estado y los factores que intervienen en ellos.

El tema se completa con el estudio de las disoluciones, que desempeñan un importante papel en muchos procesos químicos y de la vida ordinaria. Así, por ejemplo, las sustancias alimenticias de las plantas se transportan, de unas partes a otras, en forma de disoluciones acuosas. Asimismo, los fluidos del cuerpo de todos los animales son disoluciones acuosas de numerosas sustancias. La importancia de las disoluciones en Química, se debe a que gran parte de las reacciones y operaciones químicas, tanto en la industria como en los laboratorios, se llevan a cabo en forma de disolución.

Se discutirán algunas propiedades físico-químicas importantes de las disoluciones, en particular, sus puntos de fusión y ebullición y su presión osmótica. Asimismo, se muestra cómo una disolución varía sus propiedades en relación al disolvente puro, *propiedades coligativas.*

Llegados a este punto, se va a dedicar una especial atención al concepto de solubilidad y sus unidades más características. Muchas veces se habla de disoluciones concentradas o diluidas, según que contengan una cantidad grande o pequeña, respectivamente, de sustancia disuelta. Pero, normalmente, es necesario conocer de una manera cuantitativa la concentración de las disoluciones, esto es, el peso o volumen de soluto que existe en una cierta cantidad (peso o volumen) de disolvente o de disolución. Hay numerosas formas de expresar la concentración, pudiendo agruparse en dos tipos principales: métodos masa-masa (peso-peso) o métodos masa-volumen. Dentro del primer grupo, estudiaremos las formas más utilizadas para expresar la composición de una disolución, como son: porcentaje en peso o en masa, fracción molar y Molalidad, y dentro del segundo grupo, veremos las dos formas más utilizadas que son la Molaridad y la Normalidad.

Desarrollo de los contenidos

En este tema se estudiarán los tres estados de agregación: *sólido, líquido* y *gas*, en que habitualmente se encuentran los cuerpos, caracterizados por las fuerzas de cohesión que actúan en cada caso sobre las partículas del cuerpo.

Los sólidos tienen forma y volumen fijo, los líquidos tienen volumen fijo, pero su forma se adapta a la del recipiente que los contiene, y los gases no tienen ni forma ni volumen determinados, ajustándose en ambos casos, a la vasija que los contiene, tendiendo a ocupar todo el volumen disponible (expansibilidad).

Los sólidos son rígidos, al contrario que los líquidos y los gases que tienen capacidad de fluir, por lo que reciben el nombre de *fluidos*. Asimismo, los gases son muy compresibles (su volumen varía mucho con la presión), mientras que los sólidos y líquidos tienen una compresibilidad muy pequeña.

Además de los estados sólido, líquido y gaseoso, existe un cuarto estado de agregación de la materia, que es el del *plasma*, que en este texto no vamos a ver.

Se comienza con la exposición de las Leyes comunes a todos los gases y, a continuación, se estudiarán los cambios de estado y los factores que intervienen en ellos.

1. GASES: SUS LEYES. LEY DE BOYLE. LEY DE CHARLES-GAY-LUSSAC. LEY DE AVOGADRO. ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES. DETERMINACIÓN DE MASAS MOLECULARES EN GASES

1.1. Gases: sus leyes

La palabra **gas** se emplea para designar una sustancia que es totalmente gaseosa a la temperatura y presión ordinaria o normal (TPN, 25 °C y 1 atm.). El término **vapor** se refiere a un gas que se evapora de un material que, habitualmente, es sólido o líquido a la temperatura ordinaria.

Los gases difieren de los otros estados de agregación de la materia en que no poseen volumen intrínseco, lo que significa que ocupan todo el espacio cerrado donde se introducen. En ellos, las fuerzas de atracción entre las partículas son muy pequeñas, por lo que pueden moverse con gran libertad y de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene, estando muy distantes entre sí (Figura 1). Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible y, por eso, tienen forma y volumen variables.

Como es lógico, la densidad de los gases en muchísimo menor que la de los líquidos y sólidos.

De los tres estados de agregación, es el estado gaseoso es el más sencillo de estudiar y, además, como hemos visto con anterioridad, el estudio de los gases proporcionó algunos de los conceptos más importantes acerca de la naturaleza íntima de la materia.

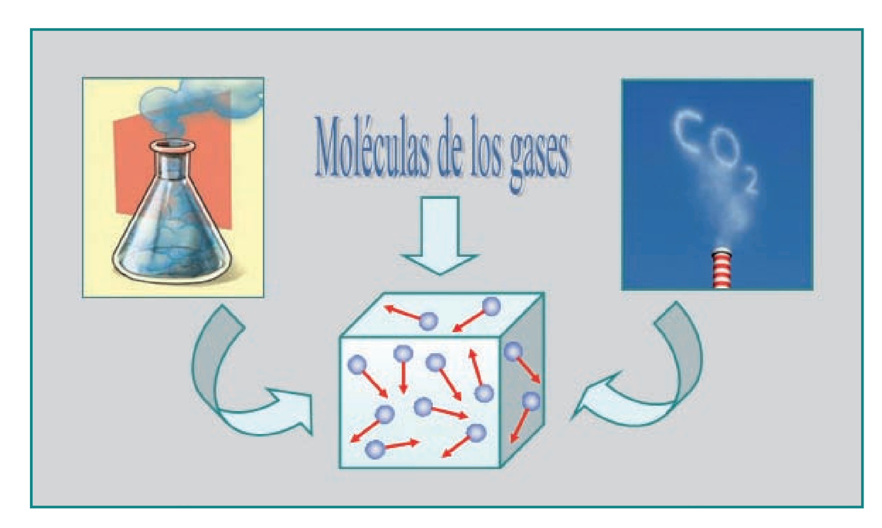


Figura 1. Estado gaseoso.

Todos los gases poseen las siguientes **características físicas**:

— Adaptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.

— Se consideran los más compresibles de los tres estados de la materia, y tienen una gran fluidez.

— Cuando se encuentran encerrados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.

— Poseen densidades mucho más bajas que los sólidos y líquidos.

Conviene clasificar los gases en dos tipos: *Gases ideales* y *Gases no ideales o reales.*

Para definir un patrón de gas que sirva para establecer reglas de comportamiento se crea el concepto de **gas ideal**, que es gas *hipotético* constituido por un conjunto de átomos o moléculas que se mueven libremente sin interacciones. No existe un gas ideal, las condiciones de idealidad (o el comportamiento de gas ideal) se dan cuando los gases están a bajas presiones y altas temperaturas, es decir, en el límite de densidad cero. A presiones elevadas las moléculas interaccionan y las fuerzas intermoleculares hacen que el gas se desvíe de la idealidad. El gas ideal obedece a ciertas leyes, que se describirán más adelante, mientras que los **gases reales** sólo las cumplen a bajas presiones. En condiciones atmosféricas normales de presión y temperatura (25 ºC y 1 atm.), la mayoría de los *gases reales* se comportan en forma cualitativa como un gas ideal, o al menos presentan sólo desviaciones ligeras de él, pero si la temperatura es muy baja o la presión muy alta, las propiedades de los gases reales se desvían en forma considerable de las de los gases ideales. Por ejemplo, a temperatura baja y presión elevada, muchos gases se convierten en líquidos.

Los *gases ideales* cumplen con los siguientes **postulados**:

— Los gases se componen de moléculas diminutas, cuyo tamaño es infimo comparado con la distancia media entre ellas. Por ello, el volumen que ocupa un gas está formado, en su mayor parte, por espacio vacío.

— Las moléculas del gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que las fuerzas intermoleculares son débiles ó despreciables, salvo en el momento de la colisión.

— Las moléculas del gas ideal se mueven continuamente, en forma desordenada, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, dando lugar a la presión del gas.

— Cumplen con las leyes de los gases.

En el estado gaseoso las moléculas están en continuo movimiento debido a la temperatura, y la interacción entre ellas es muy débil. Cuanto mayor sea la temperatura, con más velocidad se moverán las moléculas. Pero la **temperatura** no se mide en la escala Celsius o Centígrada, sino en una escala llamada Kelvin o escala absoluta. A -273 °C las moléculas estarían quietas, por eso no puede haber una temperatura más baja. En la escala Kelvin 0 K equivalen a -273,15 °C, y es el «cero absoluto de temperatura», mínimo de temperatura posible, inasequible mediante cualquier medio experimental. Las escalas para medir la temperatura más conocidas y utilizadas son las escalas Celsius (°C), Kelvin (°K) y Fahrenheit (°F) (Figura 2).

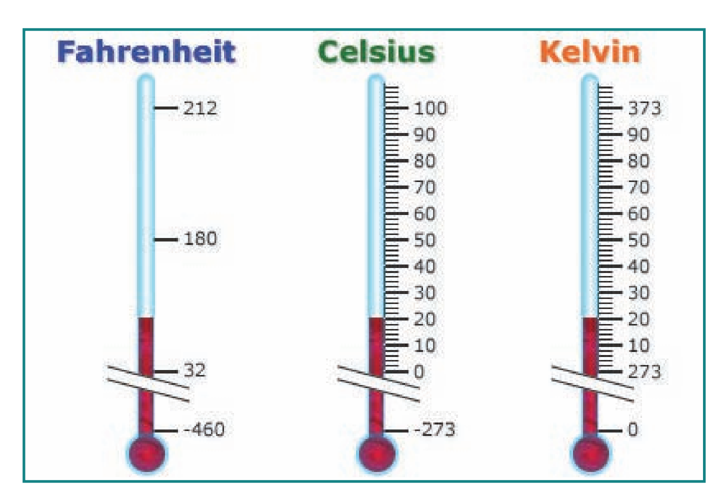


Figura 2. Escalas termométricas.

Siempre hay que recordar que cuando la temperatura se usa en cálculos de gases se debe emplear la escala absoluta o de Kelvin. Para pasar de una escala a otra tenemos:

T °K = T (°C) +273,15 ; °C = 5/9 T (°F) -32; °F = 9/5 T(°C) +32

Las moléculas de gas ocupan un volumen, en él se mueven y desplazan. Al estar moviéndose chocarán contra las paredes del recipiente que las contiene y entre sí y, al chocar, ejercerán una presión. La **presión** que ejerce un gas se define como la fuerza que ejercen sus moléculas sobre las paredes del recipiente que lo contiene. La presión (fuerza ejercida sobre una superficie de dimensiones unitarias), en general, se suele medir en *milímetros de mercurio* (mm de Hg), *atmósferas* (atm.), Torr, etc.

Una *atmósfera estándar* es la presión que, a 0° y al nivel del mar, ejerce sobre una superficie de un centímetro cuadrado (cm^2) una columna de mercurio de 760 mm de altura. La equivalencia entre las unidades de presión más común es (Tabla 1):

1 atmósfera = 760 mmHg = 760 Torr = 101325 Pascal = 1,013 bar = 1013,25 hPa

Tabla 1. Unidades de presión

	Pascal	Bar	N/m^2	kp/m^2	kp/cm^2	atm	Torr
1 Pa (N/m^2)	1	10^{-5}	10^{-6}	0,102	$0,102.10^{-4}$	$0,987.10^{-5}$	0,0075
1 Bar (daN/cm^2)	100000	1	0,1	1020	1,02	0,987	750
1 N/mm^2	10^6	10	1	$1,02.10^5$	10,2	9,87	7500
1 kp/m^2	9,81	$9,81.10^{-5}$	$9,81.10^{-6}$	1	10^{-4}	$0,968.10^{-4}$	0,0736
1 kp/cm^2	98100	0,981	0,0981	10000	1	0,968	736
1 atm (760 Torr)	101325	1,013	0,1013	10330	1,033	1	760
1 Torr (mmHg)	133	0,00133	$1,33.10^{-4}$	13,6	0,00136	0,00132	1

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas. Las principales son: Ley de Boyle, Ley de Charles-Gay-Lussac, Ley de Avogadro y Ecuación de estado de los gases.

Estas Leyes elementales de los gases son las que estudian las relaciones entre la presión (P), el volumen (V), la temperatura (T) y la cantidad de gas (*n*) (Figura 3), demostrando cómo dependen entre sí cada par de variables cuando se mantienen constantes las dos restantes.

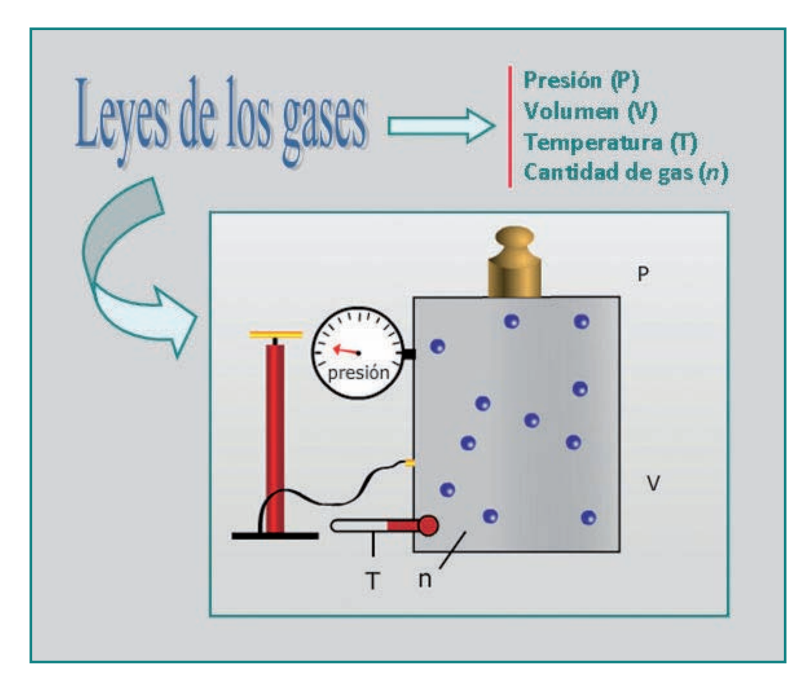


Figura 3. Presión, volumen, temperatura y cantidad gas.

1.2. Ley de Boyle-Mariotte

En el siglo XVII, R. Boyle (Figura 4) estudió sistemática y cuantitativamente el comportamiento de los gases, analizando la relación que hay entre la presión y el volumen de una muestra de un gas cuando la temperatura es constante, así, cuando trabajaba con aire, descubrió la primera ley de los gases.

Esta ley fue estudiada experimentalmente por R. Boyle (en 1662) y formulada más tarde por E. Mariotte (en 1676), por lo que, muchas veces, se conoce con el nombre de Ley de Boyle-Mariotte y puede enunciarse en la forma: *a temperatura constante y para una masa fija de gas, el volumen que ocupa es inversamente proporcional a la presión que soporta*.



Figura 4. Robert Boyle (1627-1691).

Ley de Boyle-Mariotte. Siempre que la masa y la temperatura de un gas se mantienen constantes, su volumen es inversamente proporcional a su presión absoluta.

Matemáticamente se puede expresar esta relación inversa entre presión y volumen como:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

donde el símbolo $\propto$ significa «proporcional a».

El volumen es inversamente proporcional a la presión:

— Si la **presión aumenta**, el **volumen disminuye.**

— Si la **presión disminuye**, el **volumen aumenta.**

Para cambiar el signo $\propto$ por el de igualdad se escribe:

$$V = k'\frac{1}{P} \text{(a T y masa ctes.)}$$

donde k´ es una constante llamada «constante de proporcionalidad», que depende del número de mol *(n)* y de la temperatura (T). Si reordenamos esta ecuación, escribiendo la presión y el volumen en el mismo lado, se obtiene:

$$PV = k' = \text{constante}$$

Es decir, que a temperatura y cantidad de gas constante (T y *n* constantes), la Ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen es siempre igual a una constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas si la presión o el volumen se modifican, sin variación de la temperatura, la nueva presión o el nuevo volumen pueden calcularse mediante la ecuación:

$$\mathbf{P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = k'}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

Una aplicación común de esta Ley, es predecir en qué forma se afectará el volumen de un gas por un cambio de presión, o cómo impactará la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen. Por ejemplo, en la Figura 5 se observa que si tenemos un gas sometido a una presión de 1 atmósfera, cuando se aumenta la presión a 2 atmósferas, el volumen disminuye, debido a que los gases son compresibles, por lo tanto a Mayor presión Menor volumen.

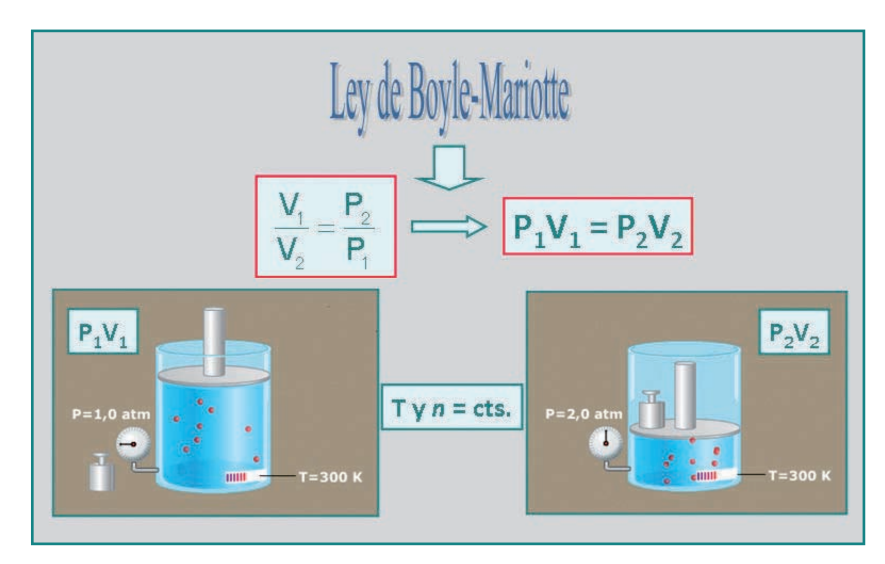


Figura 5. Ley de Boyle-Mariotte: Mayor P → Menor V.

Igualmente ocurre que a medida que el volumen aumenta la presión disminuye. Al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor, ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes. Sin embargo, cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo y aumenta la presión, cumpliéndose en ambos casos la Ley de Boyle.

Ejemplo

1. Un gas ocupa 1,5 L a una presión de 2,5 atm. Sí la temperatura permanece constante ¿cuál será la presión en mm de Hg si se pasa a un recipiente de 3 L?

Solución

V_1 = Volumen Inicial → 1,5 L
P_1 = Presión Inicial → 2,5 atm
V_2 = Volumen Final → 3 L
P_2 = Presión Final → X atm
T = Constante

De acuerdo con la **Ley de Boyle - Mariotte:**

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Despejamos la incógnita, P_2, de nuestro problema:

$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2} = \frac{2{,}5 \text{ atm. x } 1{,}5 \text{ L}}{3 \text{ L}} = 1{,}25 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 1{,}25 \text{ atm.}$$

Como el volumen aumentó entonces la presión disminuyó, según la Ley de Boyle.

Ahora debemos trasformar la presión en atm a mm de Hg:

$$1 \text{ atm} \xrightarrow{\text{corresponde con}} 760 \text{ mm Hg}$$

$$1{,}25 \text{ atm} \xrightarrow{\text{corresponde con}} \text{X mm Hg}$$

$$X = 760 \text{ x } 1{,}25$$

$$\mathbf{P_2 = 950 \text{ mm de Hg}}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si 4,0 L de un gas están a 600,0 mm Hg de presión, ¿cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800,0 mm Hg?, si la temperatura permanece constante.

Solución

Aplicamos la **Ley de Boyle:**

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$(600{,}0 \text{ mm Hg}) \text{ x } (4{,}0 \text{ L}) = (800{,}0 \text{ mm Hg}) \text{ x } V_2$$

Si despejamos V_2, obtendremos:

$$V_2 = 3 \text{ L}$$

Ejercicio 2

Se desea comprimir 10 litros de oxígeno, a temperatura ambiente y una presión de 30 kPa, hasta un volumen de 500 mL, si se mantiene la misma temperatura ¿qué presión en atmósferas hay que aplicar?

Solución

Los datos del enunciado son:

P_1= 30 kPa = 30 kPa (1 atm / 101,3 kPa) = 0,3 atm
V_1= 10 L
V_2= 500 mL = 0,5 L

Aplicamos la **Ley de Boyle:**

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Despejamos P_2 y sustituimos:

$$P_2 = P_1 x \frac{V_1}{V_2} = 0{,}3 \text{ atm.x} \frac{10 \text{ L}}{0{,}50 \text{ L}} = 6 \text{ atm}$$

$$P_2 = 6 \text{ atm}$$

1.3. Ley de Charles



Figura 6. J. A. C. Charles.

La relación que existe entre el volumen y la temperatura de una masa fija de un gas, a presión constante, fue estudiada primero, en el año 1787, por el físico francés J. A. C. Charles (Figura 6) y confirmada después por su compatriota Gay-Lussac en 1802.

En sus experimentos J. A. C. Charles encontró que el coeficiente de dilatación térmica era igual para todos los gases, siendo su valor de 1/273. Con ello, el volumen, V, que ocupa una masa fija de cualquier gas, a la temperatura de *t* °C, viene dado por:

$$V = V_0\left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

siendo V_0 el volumen ocupado por la misma masa de gas a 0 °C. Si esta ecuación se aplica a los volúmenes V_1 y V_2, que ocupa una misma masa de gas a dos temperaturas diferentes, t_1 y t_2, a presión constante, tenemos que:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{273 + t_1}{273 + t_2}$$

Esta ecuación la podemos simplificar haciendo un cambio en la escala de temperatura, definiendo una nueva temperatura, T, siendo:

$$\mathbf{T\ (K) = 273{,}15 + \mathit{t}\ (^\circ C)}$$

Esta temperatura, T, es la llamada **temperatura absoluta**, o temperatura en la escala Kelvin, que se indica por °K o actualmente sólo por K. Por convenio, se utiliza «T» para denotar la temperatura absoluta (Kelvin) y «*t*» para indicar la temperatura en la escala Celsius.

Ahora la ecuación anterior la podemos escribir de la siguiente forma:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad \frac{V}{T} = k''; \quad V = k'' \times T \text{ (a P y masa ctes)}$$

siendo k´´ una constante que depende de la presión y el número de mol.

Por lo tanto, tenemos que:

El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas:

— Si la **temperatura aumenta**, el **volumen del gas aumenta.**

— Si la **temperatura disminuye**, el **volumen del gas disminuye.**

Teniendo esto en cuenta, la **Ley de Charles-Gay Lussac** puede enunciarse en la forma: «*a presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta*». Si se modifica, a presión constante, el volumen o la temperatura de una masa dada de gas, las condiciones iniciales y finales se relacionan mediante la expresión siguiente:

$$V_1 \times T_2 = V_2 \times T_1$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \text{ o } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Esta Ley la podemos ver claramente en la Figura 7 donde tenemos una determinada cantidad de gas en un cilindro a una temperatura de 300 K y la presión sobre él es de 1 atmosfera. Si calentamos dicho gas, manteniendo constante la presión, se observa que el volumen del gas aumenta al aumentar la temperatura absoluta de 300 K a 575 K.

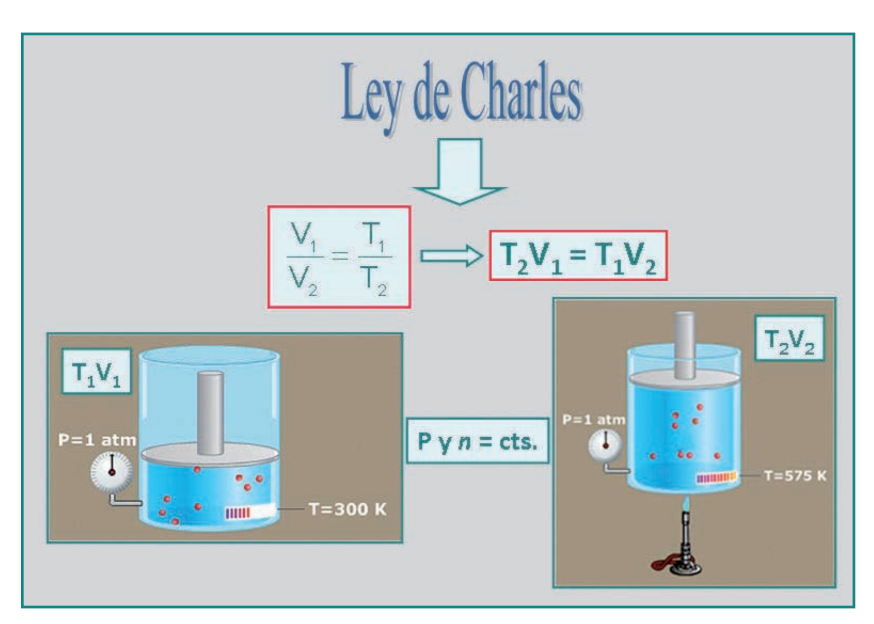


Figura 7. Ley de Charles: Mayor T (K) → Mayor V.

Ley de Charles-Gay Lussac. A presión constante y para una masa fija de gas, el volumen que ocupa es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

De acuerdo con la Ley de Charles, si la temperatura de un gas disminuyese hasta -273,15 °C, es decir, hasta T = 0 K, el volumen del gas sería nulo. Esto nos indica que la temperatura de 273,15 ° C bajo cero (-273,15 °C), es la temperatura más baja posible, puesto que a una temperatura menor correspondería un volumen negativo de un gas, lo que es absurdo. En realidad esta conclusión no es del todo correcta, puesto

que la ley de Charles no se puede aplicar a estas temperaturas tan bajas, ya que todos los gases reales se condensan antes de alcanzar esa temperatura a líquidos o sólidos. Sin embargo, estos argumentos demuestran que la temperatura de **-273,15 °C = 0 K**, es la temperatura más baja concebible, cuyo límite no se puede alcanzar experimentalmente, por lo que constituye el verdadero *cero* de temperatura, denominado **cero absoluto**. Esta temperatura es el punto cero en la escala de Kelvin (absoluta), y es la temperatura a la cual el volumen de un gas ideal o perfecto sería igual a cero.

Ejemplo

1. Si cierta masa de gas, a presión constante, llena un recipiente de 20 litros de capacidad a la temperatura de 124 °C, ¿qué temperatura alcanzará la misma cantidad de gas a presión constante, si el volumen aumenta a 30 litros?

Solución

Como la presión se mantiene constante para solucionar este ejercicio tenemos que aplicar la **Ley de Charles-Gay Lussac.**

La temperatura se ha de expresar en unidades Kelvin para poder aplicar la ley de Charles.

$V_1 = 20$ litros

$V_2 = 30$ litros

$T_1 = 124°C \rightarrow 273\ K + 124\ °C = 397\ K$

$T_2 = ?$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1}$$

$$T_2 = \frac{30\ L \times 397\ K}{20\ L} = 595,5\ K$$

$$T_2 = 595,5\ K$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El volumen de una muestra de gas a 25 °C es de 4 litros, si la presión permanece constante: *a)* ¿cuál es el volumen del gas a 200 °C?; *b)* ¿a qué temperatura, expresada en °C, el volumen de la muestra será de 1 litro?

Solución

Este ejercicio relaciona temperatura y volumen, además mantiene la presión constante y no dice nada de aumento o disminución de materia por lo que se entiende que la materia se mantiene constante, debido a lo anterior este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Charles.**

a) Para aplicar la Ley de Charles hay que tener en cuenta que la temperatura se debe expresar en una escala absoluta para que sea valida dicha ley, por lo que convertiremos los grados Celsius a Kelvin, para lo que se requiere únicamente sumar 273,15:

T_1 = 25 °C + 273,15 K = 298,15 K

T_2 = 200 °C + 273,15 K = 473,15 K

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1}$$

Sustituyendo los datos en la ecuación y eliminando las unidades °K comunes en el numerador y denominador, tenemos que:

$$V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1} = 4\text{ L} \times \frac{473{,}15\text{ K}}{298{,}15\text{ K}} = 6{,}34\text{ L}$$

$$\mathbf{V_2 = 6{,}34\ mL}$$

b)

$$T_2 = 298{,}15\text{ K} \times \frac{1\text{ L}}{4\text{ L}} = 74{,}53\text{ K}$$

$$T_2 = 74{,}53\text{ K}$$

pero debido a que nos solicitan el dato en °C se debe hacer la conversión de temperatura de Kelvin a °C:

$$T_2 = 74{,}53 - 273{,}15 = \mathbf{-198{,}61\ °C}$$

Ejercicio 2

Un gas tiene un volumen de 2,5 L a 25 °C, ¿cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?, manteniendo la presión constante.

Solución

Como el enunciado del problema relaciona temperatura y volumen, además mantiene la presión constante y no dice nada de aumento o disminución de materia por lo que se entiende que la materia se mantiene constante, tenemos que aplicar la **Ley de Charles** para solucionarlo.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Para sustituir los datos, primero hay que expresar la temperatura en Kelvin:

T_1 = 25 °C + 273 K = 298 K

T_2 = 10 °C + 273 K = 283 K

Si despejamos V_2, obtendremos:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{2{,}5\ L}{298\ K} = \frac{V_2}{283\ K}$$

$$V_2 = 2{,}37\ L$$

1.4. Ley de Gay-Lussac

J. L. Gay-Lussac fue un químico francés que, como hemos visto con anterioridad, participó en el estudio de las relaciones volumétricas de los gases, en las que intervienen las siguientes variables: presión (P), volumen (V) y temperatura (T), para describir determinada cantidad de gas.

En las leyes anteriores de Boyle-Mariotte y Charles-Gay Lussac, se relacionan la presión con el volumen a temperatura constante y el volumen con la temperatura a presión constante, respectivamente. Gay-Lussac estudio una tercera relación donde intervienen presión y temperatura a volumen constante, enunciando la llamada **Ley de Gay- Lussac** en forma de: *la presión de una masa fija de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura (K).*

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura:

— Si la **temperatura aumenta**, la **presión del gas aumenta.**

— Si la **temperatura disminuye**, la **presión del gas disminuye.**

La expresión matemática de la Ley de Gay-Lussac, en la que se establece una relación entre la presión y la temperatura de un gas cuando el volumen es constante, es:

$$\mathbf{P \propto T; \quad P / T = k'''}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \qquad \frac{P}{T} = k''' \quad \text{(a V y masa ctes)}$$

$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$

Ley de Gay Lussac. Si el volumen de un gas permanece constante para una cierta masa del mismo, su presión absoluta varía directamente proporcional a la temperatura.

La Figura 8 ilustra la Ley de Gay-Lussac, observándose que en un recipiente rígido, a volumen constante, la presión se dobla al duplicar la temperatura absoluta, pasando de 300 K $\rightarrow$ 600 K. Esto es debido a que al aumentar la temperatura las

moléculas del gas se mueven más rápidamente y, por tanto, aumenta el número de choques contra las paredes, es decir aumenta la presión ya que el recipiente es de paredes fijas y su volumen no puede cambiar.

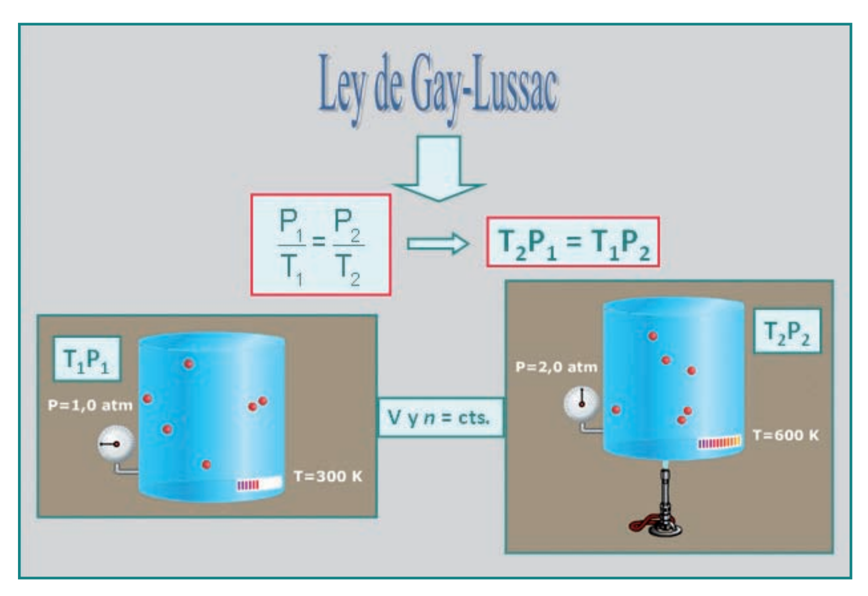


Figura 8. Ley de Gay-Lussac: Mayor T (K) → Mayor P.

Ejemplo

1. Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atmósferas, si se mantiene constante el volumen ¿qué aumento sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{P}{T} = k''' \quad \text{(a V y masa ctes)}$$

La presión la podemos expresar en atmósferas, y la que calculemos vendrá expresada igualmente en atm., pero la temperatura siempre tiene que expresarse en Kelvin.

$T_1 = 32\ °C \rightarrow 32 + 273{,}15 = 305{,}15\ °K$

$T_2 = 52\ °C \rightarrow 52 + 273{,}15 = 325{,}15\ °K$

$P_1 = 18$ atmósferas

$V_1 = V_2 = V =$ constante

Despejamos, de la ecuación P_2:

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 18 \text{ atm} \times \frac{325{,}15 \text{ K}}{305{,}15 \text{ K}} = 19{,}18 \text{ atmósferas}$$

$$\mathbf{P_2 = 19{,}18 \text{ atmósferas}}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mm Hg cuando su temperatura es de 25 °C, ¿a qué temperatura deberá estar para que su presión sea de 760 mm Hg?, manteniéndose constante el volumen.

Solución

Como el enunciado del problema relaciona temperatura y presión, y se mantiene el volumen constante y no dice nada de aumento o disminución de materia (por lo que se entiende que la materia se mantiene constante), tenemos que aplicar la **Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{P}{T} = k''' \qquad \text{(a V y masa ctes)}$$

Para sustituir los datos, primero hay que expresar la temperatura en kelvin:

T_1 = 25 °C + 273 K = 298 K

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{970 \text{ mmHg}}{298 \text{ K}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{T_2}$$

Si despejamos T_2, obtendremos:

T_2 = 233,5 K = -39,5 °C

Ejercicio 2

Si cierta masa de gas contenido en un recipiente rígido a la temperatura de 100 °C posee una presión de 2 atm, ¿qué presión alcanzará la misma cantidad de gas si la temperatura aumenta a 473 K, y se mantiene el volumen constante?

Solución

Como el enunciado del problema relaciona temperatura y presión, y se mantiene el volumen y materia constante, tenemos que aplicar la **Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{P}{T} = k''' \qquad \text{(a V y masa ctes)}$$

Para sustituir los datos, primero hay que expresar la temperatura en kelvin:

T_1 = 100 °C + 273 K = 373 K

T_2 = 473 K

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{2 \text{ atm}}{373 \text{ K}} = \frac{P_2}{473 \text{ K}}$$

Si despejamos P_2, obtendremos:

P_2 = 2,54 atm.

1.5. Ley de Avogadro

Posteriormente, A. Avogadro, en 1811, completó los estudios científicos de los tres investigadores que acabamos de ver: Boyle, Charles y Gay-Lussac, estableciendo otra relación, entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la temperatura y la presión, conocida como **Ley de Avogadro**, cuyo enunciado es: *a temperatura y presión constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de gas.* Recuerda que la cantidad de gas la medimos en mol (*n*).

> **El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad de gas (*n*):**
> — Si **aumenta la cantidad de gas**, el **volumen del gas aumenta.**
> — Si **disminuye la cantidad de gas**, el **volumen del gas disminuye.**

La expresión matemática de este hecho es:

$$\mathbf{V} \propto \boldsymbol{n}$$

$$V = k'''' \cdot n \text{ (a P y T ctes.)}$$

donde *n* representa el número de mol y k´´´´ una constante.

Luego, si aplicamos esta ecuación a unas cantidades de gas n_1 y n_2 que ocupan unos volúmenes V_1 y V_2, tenemos que:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Como podemos observar en la Figura 9, si el número de mol se duplica (introduciendo 1 mol adicional de gas), el volumen se duplica, y así sucesivamente. Esto ocurre porque si aumentamos la cantidad de gas habrá mayor número de moléculas y, por tanto, aumentará la frecuencia de los choques con las paredes del recipiente lo que implica que, por sólo un instante, la presión dentro del recipiente es mayor que la exterior y esto provoca que el émbolo se desplace hacia arriba inmediatamente. Al haber ahora mayor distancia entre las paredes, lo que significa mayor volumen del recipiente, el número de choques de las moléculas contra las paredes disminuye y la presión vuelve a su valor original, cumpliéndose la Ley de Avogadro.

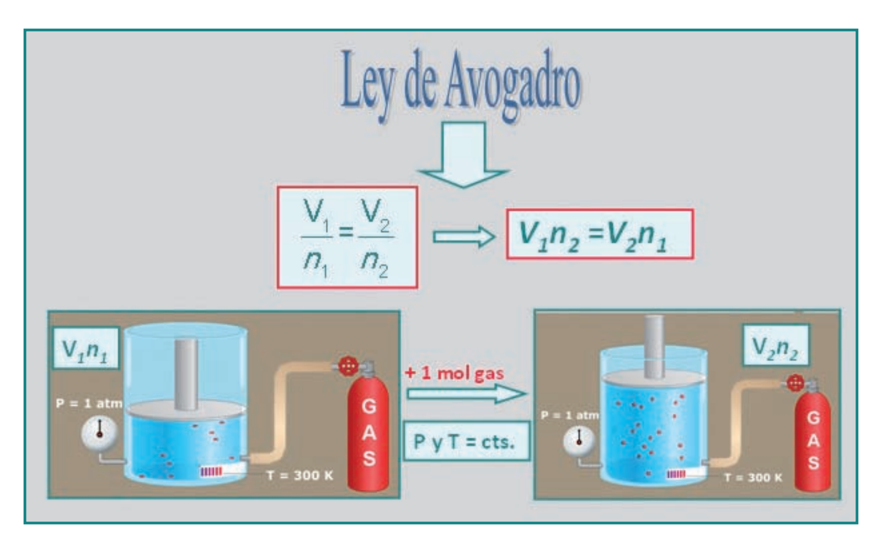


Figura 9. Ley de Avogadro: Mayor n.º mol: *n* → Mayor V.

Ley de Avogadro. El volumen de una determinada masa gaseosa, a temperatura y presión constante, es proporcional a la cantidad de gas (mol).

Recuerda que, como vimos en el Tema n.º 1, la **Hipótesis de Avogadro** se enuncia como: *si la presión y la temperatura son idénticas, en volúmenes iguales de gases hay el mismo número de moléculas*; ó de esta manera: *números iguales de moléculas de gases distintos, comparados en las mismas condiciones de temperatura y presión, ocupan volúmenes iguales*.

Así, en la Figura 10 podemos ver una serie de dispositivos, de igual volumen, que contienen gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, y en todos ellos hay el mismo número de moléculas.

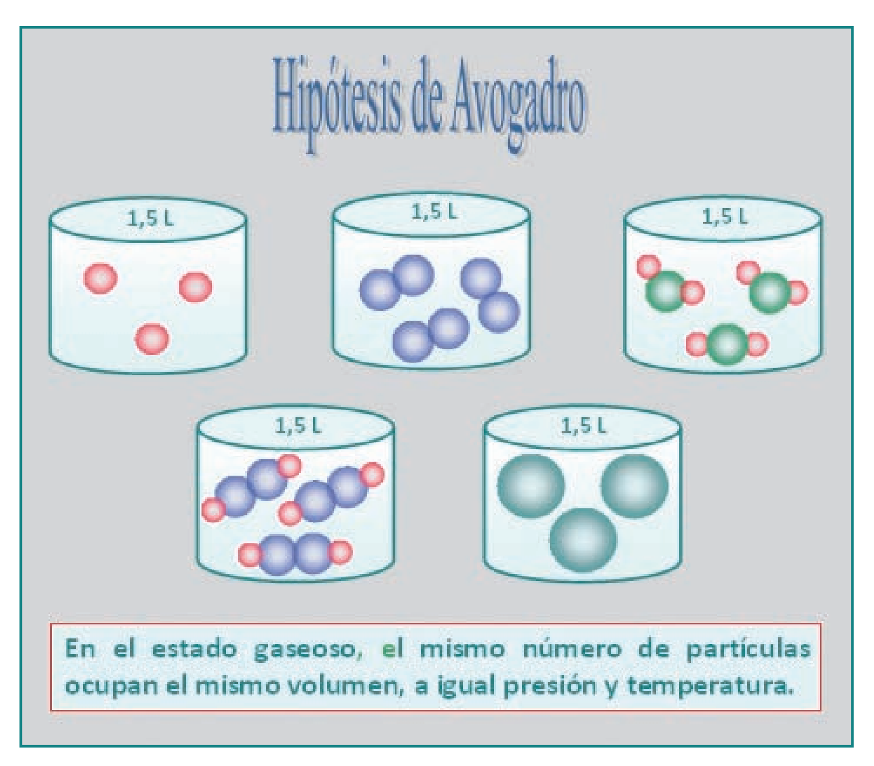


Figura 10. Hipótesis de Avogadro.

Asimismo, conviene no olvidar que: *a la presión de 1 atmosfera y 273 K, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros*.

Ejemplo

1. Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm^3 y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente? (Masas atómicas: N = 14; H = 1).

Solución

Como se mantienen constantes la P y la T, podemos aplicar la **Ley de Avogadro** en la que el volumen es directamente proporcional al número de mol del gas.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow V_1 \times n_2 = V_2 \times n_1$$

Calculamos la masa molar NH_3 = 17 g. Luego: 1 mol de amoníaco, NH_3, son 17 g

Por tanto, inicialmente hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 mol y al final hay 192 g de amoníaco que serán 6 mol (mediante una sencilla regla de tres).

Sustituyendo los datos en la ecuación anterior, tenemos que:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow \frac{500 \text{ cm}^3}{2 \text{ mol}} = \frac{V_2}{6 \text{ mol}}$$

$$\mathbf{V_2 = 1500 \text{ cm}^3}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Un globo de helio se infla hasta tener un volumen de 2 litros. El helio es un gas muy ligero por lo que poco a poco se va escapando por las paredes del globo, unos días después el volumen del globo es de 0,5 litros y según los análisis había 0,025 mol de helio. ¿Cuantos mol de helio habían en el globo recién inflado?, suponga que la presión y la temperatura al momento de hacer las mediciones eran las mismas.

Solución

Debido a que se mantienen constantes la presión y la temperatura, y se relacionan el volumen con el número de mol, se puede emplear la **Ley de Avogadro** para solucionar este ejercicio:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow V_1 \times n_2 = V_2 \times n_1$$

Reemplazamos los valores conocidos en esta ecuación y despejamos la incógnita:

$$n_1 = n_2 \times \frac{V_1}{V_2} = 0{,}025 \text{ mol} \times \frac{2 \text{ L}}{0{,}5 \text{ L}} = 0{,}1 \text{ mol}$$

$$\mathbf{n_1 = 0{,}1 \text{ mol}}$$

Luego había **0,1 mol** de helio inicialmente.

Ejercicio 2

Sabemos que 3,50 L de un gas contienen 0,875 mol. Si aumentamos la cantidad de gas hasta 1,40 mol, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (a temperatura y presión constantes).

Solución

Debido a que en este ejercicio se mantienen constantes la presión y la temperatura, y se relacionan el volumen con el número de mol se puede emplear la **Ley de Avogadro** para solucionarlo:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow V_1 \times n_2 = V_2 \times n_1$$

Reemplazando los datos del enunciado en esta ecuación tenemos que:

$$(3{,}50 \text{ L})\ (1{,}40 \text{ mol}) = (V_2)\ (0{,}875 \text{ mol})$$

Si despejamos V_2 obtenemos un valor de: $\mathbf{V_2 = 5{,}60\ L}$

1.6. Ecuación de Estado de los Gases Ideales. Determinación de masas moleculares en gases

Ecuación de Estado de los Gases Ideales

Las leyes anteriormente estudiadas, sólo son rigurosamente validas para gases que se comportan de forma ideal. Sin embargo, en la mayoría de los casos, los gases no presentan dicho comportamiento y las leyes que los describen son muy complejas.

Experimentalmente se ha podido comprobar que a presiones bajas y temperaturas elevadas, cualquier gas se comporta como un gas ideal. Por el contrario, a presiones elevadas y temperaturas bajas, el gas se va alejando de la idealidad.

Cada una de las leyes elementales de los gases: Boyle-Mariotte, de Charles-Gay Lussac y el principio de Avogadro, describe el efecto sobre el volumen del gas (V) de la modificación de una variable (P, T, *n*), mientras se mantienen constantes las otras dos:

— **Ley de Boyle-Mariotte**, describe el efecto de la presión $\rightarrow$ $\mathbf{V \propto 1/P}$

— **Ley de Charles-Gay Lussac**, describe el efecto de la temperatura $\rightarrow$ $\mathbf{V \propto T}$

— **Ley de Avogadro,** describe el efecto de la cantidad de gas (mol) $\rightarrow$ $\mathbf{V \propto n}$

Si estas tres leyes, estudiadas anteriormente, las combinamos en una sola expresión tenemos una ecuación, denominada **«ecuación de estado de los gases ideales»** (Figura 11), que incluye las cuatro variables del gas: volumen, presión, temperatura y cantidad de gas (mol):

$$\left.\begin{array}{l} V = k'.1/P \\ V = k''.T \\ V = k'''.n \end{array}\right. \rightarrow V \propto \frac{n \times T}{P} \rightarrow V = \frac{R \times n \times T}{P}$$

Ecuación de estado de los gases ideales: $\boxed{\mathbf{P \times V = n \times R \times T}}$

donde **R** es una constante de proporcionalidad que engloba las tres anteriores, k´, k'´ y k´´´, que se conoce como «**constante universal de los gases**», y es independiente de la presión, la temperatura y del número de mol, es decir, de la masa, de la muestra del gas. El valor de esta constante, R, depende, como es lógico, de las unidades que se elijan para medir las otras variables. Lo más común en Química, es medir el volumen en litros, la presión en atmósferas, la temperatura en grados kelvin y la masa en mol, por lo que su valor es de 0,08205 atm.L/mol.K o atm.L.mol^{-1}K^{-1}.

Como hemos visto anteriormente, el volumen de 1 mol de gas ideal en condiciones estándar (1 atm. y 0 °C = 273,15 K) es de 22,4 litros (Figura 11).

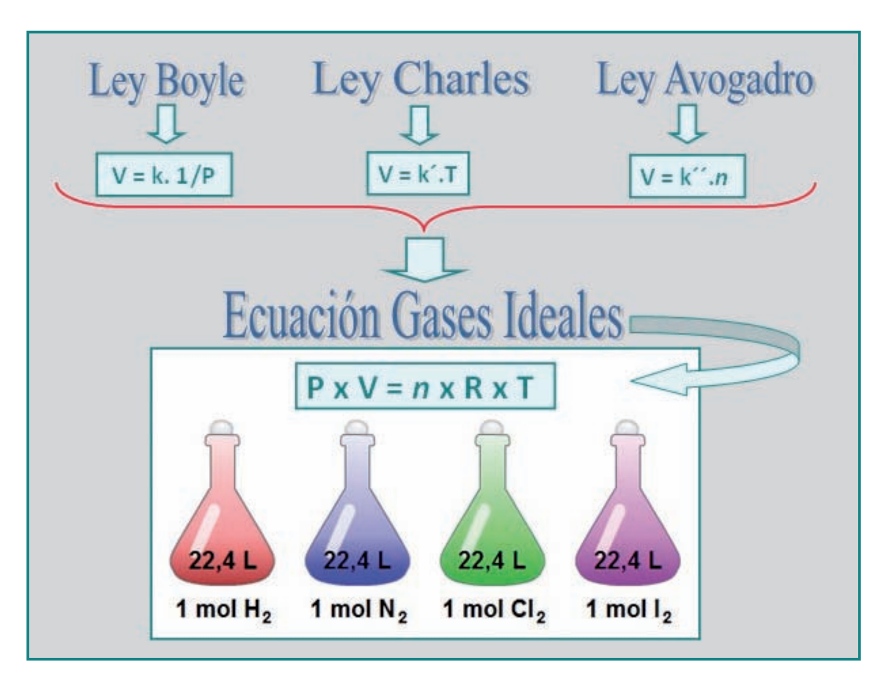


Figura 11. Ecuación de Estado de los Gases Ideales.

Ejemplo

1. Calcular el volumen que ocupan 2,3 mol de un gas ideal, si ejerce una presión de 45,36 kPa a una temperatura de 30 °C.

Solución

Se debe tener en cuenta que en los gases la temperatura debe estar en grados Kelvin, luego necesariamente los °C se deben llevar a K = °C + 273.

V = ¿?

n = 2,3 mol

P = 45,36 kPa

T = 30 °C = 30 + 273 = 303 °K

Ahora usamos la **ecuación de estado de los gases ideales**:

$$\mathbf{P \times V = \mathit{n} \times R \times T}$$

de la cual despejamos V y sustituimos los valores del enunciado:

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} = \frac{2{,}3\ \text{mol} \times 8{,}314\ \text{kPa.L.mol}^{-1} \times 303\ \text{K}}{45{,}36\ \text{kPa}} = 127{,}7\ \text{L}$$

V = 127,7 L

Ecuación combinada de los gases

Para una misma cantidad de gas (igual *n*) en dos estados distintos (Figura 12), es decir, que desde unas condiciones iniciales (P_1, V_1, T_1) pasa a otras condiciones finales (P_2, V_2, T_2), tenemos que:

$$P_1.V_1 = n.R.T_1$$

$$P_2.V_2 = n.R.T_2$$

dividiendo y ordenando obtenemos la ecuación siguiente, denominada **«ecuación combinada de los gases»**:

Ecuación combinada de los gases: $$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

De esta ecuación (Figura 12), se puede despejar cualquiera de las seis variables, por lo que resulta muy útil para resolver problemas en los que cambian a la vez dos de las tres variables y para manejar las relaciones de presión-volumen-temperatura de los gases. Se puede ver que cuando T es constante ($T_1 = T_2$) obtenemos la Ley de Boyle; cuando P es constante ($P_1 = P_2$) obtenemos la Ley de Charles; y cuando V es contante ($V_1 = V_2$) lo que se obtiene es la Ley de Gay-Lussac.

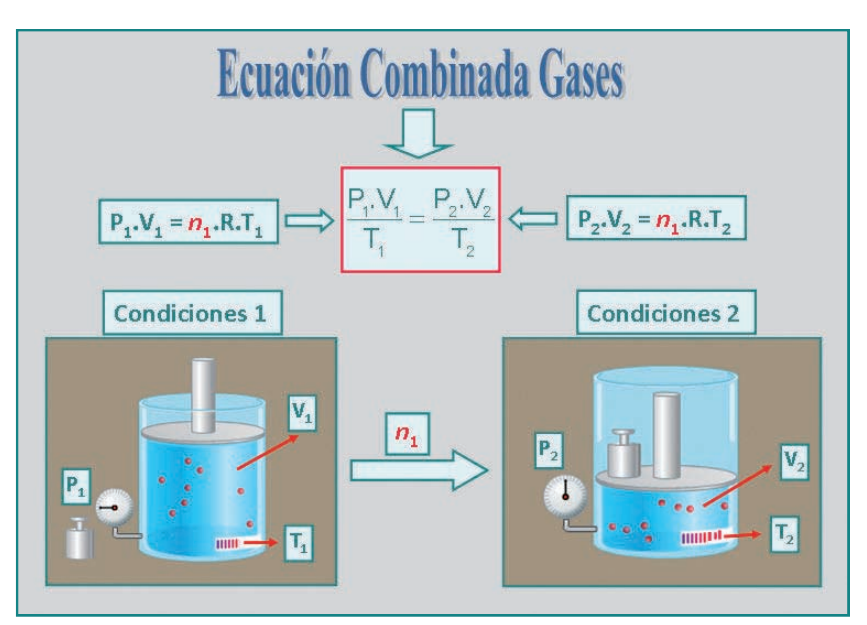


Figura 12. Ley combinada de los gases.

Ejemplo

1. En un recipiente se tienen 16,4 litros de un gas ideal a 47 °C y una presión de una atmósfera. Si el gas se expande hasta ocupar un volumen de 22 litros y la presión se reduce a 0,8 atm, ¿cuál será la temperatura final del sistema?

Solución

Antes de Expandirse	Después de Expandirse
P_1 = 1 atm	P_2 = 0,8 atm
V_1 = 16,4 litros	V_2 = 22 litros
T_1 = 47°C → 320K	T_2 = **?**

Podemos observar que cambian las tres variables y permanece constante *n* (mol), por lo que podemos aplicar la **Ecuación combinada de los gases**:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$P_2V_2T_1 = P_1V_1T_2$$

de donde despejamos la temperatura final:

$$T_2 = \frac{P_2V_2T_1}{P_1V_1}$$

Reemplazando los valores:

$$T_2 = \frac{0,8\text{ atm} \times 22\text{ L} \times 320\text{ K}}{1\text{ atm} \times 4\text{ L}} = 343,4\text{ K}$$

$$\mathbf{T_2 = 343,3\ K}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Cuántos mol de un gas ideal hay en 1 L a 1 atm de presión y 27 °C?

Solución

Aplicando la **Ecuación de estado de los gases ideales:**

$$P \times V = n \times R \times T$$

sustituyendo los valores dados y despejando la incógnita *n* tenemos:

$$1\text{ atm.} \times 1\text{ L} / 0,082\text{ atm.L.mol}^{-1}\text{.K}^{-1} \times 300\text{ °K} = n$$

$$\mathbf{n = 0,041\ mol\ de\ gas}$$

Ejercicio 2

Calcular la temperatura final de 5 mol de CO_2 que inicialmente están a 300 °K, 101,325 kPa y ocupan un volumen de 15 dm^3, si se llevan a un volumen de 38 litros y una presión de 200,0 kPa.

Solución

Primero vemos las condiciones iniciales y condiciones finales:

$T_1 = 300\ K$	$T_2 = ¿?$
$P_1 = 101{,}325\ kPa$	$P_2 = 200{,}0\ kPa$
$V_1 = 15\ dm^3 = 15\ L$	$V_2 = 38\ L$
n = 5 mol	n = 5 mol

Como 1 dm^3 es equivalente a 1 litro, las unidades de volumen son consistentes.

Podemos observar que cambian las tres variables y permanece constante *n* (mol), por lo que podemos aplicar la **Ecuación Combinada de los gases**:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$P_2V_2T_1 = P_1V_1T_2$$

de donde despejamos la temperatura final:

$$T_2 = \frac{P_2V_2T_1}{P_1V_1}$$

Reemplazando los valores:

$$T_2 = \frac{200\ kPa \times 38\ L \times 300\ K}{101{,}325\ kPa \times 15\ L} = 1500{,}1\ K$$

$$T_2 = 1500{,}1\ °K$$

Determinación de masas moleculares en gases

En el Tema n.º 2 hemos visto que la *densidad* de una sustancia se obtiene dividiendo su masa entre el volumen que ocupa, es decir:

$$d = m / V$$

En los gases, el volumen varía de forma apreciable con la temperatura y la presión (según las leyes anteriormente citadas de Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac), por lo que también lo hará la densidad.

En la ecuación de los gases ideales, que acabamos de ver, existe una relación entre densidad y masa molar, por lo que si conocemos la densidad de un gas podemos determinar su masa molar y, a partir de ella, hallar su masa molecular.

$$P \times V = n \times R \times T$$

Al estudiar el concepto de *mol* se vio que existe una relación entre mol (*n*), masa (*m*) y masa molar (o molecular, M):

$$n = m / M$$

sustituyendo esta expresión en la ecuación de los gases ideales tenemos que:

$$\mathbf{P \times V = \mathit{n} \times R \times T}$$

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad o \quad P \times M = \frac{m}{V} \times R \times T$$

y como por definición de densidad tenemos que: $d = m / V$, sustituyendo en la ecuación anterior tenemos que:

$$M = \frac{d \times R \times T}{P}$$

Ejemplo

1. ¿Qué volumen de hidrógeno, H_2, a 30 °C y 3 atm de presión, se obtiene al hacer reaccionar 175 g de cobre con ácido clorhídrico según la reacción:

$$\mathbf{Cu + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2}$$

(Masas atómicas: Cu = 64; H = 1).

Solución

M Cu = 64
M H_2 = 2 x1 = 2

De acuerdo con la ecuación de la reacción:

$$\mathbf{Cu + 2\,HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2}$$

$$1 \text{ mol de Cu} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2$$

$$64 \text{ g Cu} \rightarrow 2 \text{ g } H_2$$

$$175 \text{ g Cu} \rightarrow X \text{ mol } H_2$$

Entonces con los 175 g de Cu obtendremos:

$$m\ H_2 = 175 \text{ g Cu} \times \frac{2 \text{ g } H_2}{64 \text{ g Cu}} = 5{,}47 \text{ g } H_2$$

Ahora tenemos que ver a qué volumen corresponde esta cantidad, 5,47 g H_2, para ello utilizamos la **ecuación de estado de los gases ideales**:

$$\mathbf{P \times V = \mathit{n} \times R \times T}$$

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad o \quad V = \frac{m \times R \times T}{M \times P}$$

Sustituyendo en la ecuación los datos del enunciado:

T = 30 °C + 273 = 303 K
m = 5,47 g H_2

$$V = \frac{5{,}47 \text{ g} \times 0{,}082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 303 \text{ K}}{2 \text{ g.mol}^{-1} \times 3 \text{ atm}} = 22{,}65 \text{ L}$$

$$\mathbf{V = 22{,}65 \text{ L } H_2}$$

En la Tabla 2 se recoge un resumen de todas las Leyes fundamentales de los gases estudiadas en este apartado.

Tabla 2. Resumen de las Leyes de los Gases

Ley	Expresión matemática		Variables que se mantienen constantes	Tipo de relación
De Boyle	$P_1V_1 = P_2V_2$	$P.V = k$	n y T	Inversa P sube, V baja
De Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{V}{T} = k$	n y P	Directa T sube, V sube
De Gay-Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$\frac{P}{T} = k$	n y V	Directa T sube, P sube
De Avogadro	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$	$\frac{V}{n} = k$	P y T	Directa n sube, V sube
Ecuación de los gases ideales	$P.V = k.R.T$	$\frac{P.V}{n.T} = k = R$	R	P, V n y T son variables independientes
Ecuación Combinada de los gases	$\frac{P_1 . V_1}{T_1} = \frac{P_2 . V_2}{T_2}$	$\frac{P.V}{T} = k$	n	Directa e inversa

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

0,210 g de un compuesto orgánico, conteniendo hidrógeno (H) y carbono (C), se quemaron obteniéndose 0,660 g de dióxido de carbono (CO_2). Hallar la fórmula empírica y molecular de dicho compuesto, sabiendo que su densidad a 273,1 K y 1 atm. de presión es de 1,87 g/L. (Masas atómicas: H= 1; C= 12, O= 16). La reacción que tiene lugar es:

$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Solución

Masa molecular CO_2: $12 + (16 \times 2) = 44$

$$\begin{matrix} C_xH_y + O_2 & \rightarrow & CO_2 + H_2O \\ 0{,}210g & & 0{,}660\ g \end{matrix}$$

$$\text{mol de } CO_2 = \frac{m}{M} = \frac{0{,}660}{44{,}0} = 0{,}015 \text{ mol } CO_2$$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow n \times M = m$$

Gramos de Carbono= 0,015 mol × 12 = **0,180 g C**

Según enunciado tenemos 0,210 g de compuesto orgánico conteniendo sólo C e H, luego:

Gramos de Hidrógeno = 0,210 g com. org. – 0,180 g C = 0,030 g de hidrógeno

Mol hidrógeno= 0,030 g × 1 = 0,030 mol de H

Mol de carbono = mol de CO_2 = 0,015 mol de C

$$\text{Mol de hidrógeno por mol de carbono} \rightarrow \frac{0,030}{0,015} = 2$$

Fórmula empírica → CH_2

Para calcular la masa o peso molecular, utilizamos la **Ecuación de estado de los gases ideales**:

$$\mathbf{P \times V = n \times R \times T}$$

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad \text{o} \quad P \times M = \frac{m}{V} \times R \times T$$

y como por definición de densidad sabemos que: *m* / V = *d,* sustituyendo en la ecuación anterior tenemos que:

$$M = \frac{d \times R \times T}{P}$$

Sustituyendo los valores en esta ecuación tenemos que:

$$M = \frac{1{,}87 \text{ g/L} \times 0{,}082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 273{,}1 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 41{,}9 \text{ g/mol}$$

$$\mathbf{M = 41{,}9 \cong 42}$$

Como la masa de la fórmula empírica (CH_2) es: 12 + (1 × 2) = 14

Y sabemos que la fórmula empírica es → **$(CH_2)_n$**:

$$M = n \times 14 \quad \rightarrow \quad n = \frac{M}{14} = \frac{42}{14} \approx 3$$

Luego:

Fórmula molecular será → C_3H_6

Ejercicio 2

Un recipiente de 5,0 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es 27 °C y la presión 700 mm Hg. *a)* ¿Cuántas moléculas de H_2 contiene el recipiente?; *b)* ¿cuál es la densidad del gas en estas condiciones? (Masa atómica: H = 1,01).

Solución

a) Los datos del enunciado son:

P = 700 mm Hg = **700 / 760 atm**
V = **5,0 L**
T = 27 °C = 27 + 273 = **300 K**
n.° de mol = **?**

La cantidad de gas podemos expresarla en mol o en gramos. Teniendo en cuenta que la masa molecular del H_2 es: $2 \times 1{,}0 = 2{,}0$, la calculamos por medio de la **Ecuación general de los gases ideales** aplicada a ese recipiente:

$$\mathbf{P \times V = \mathit{n} \times R \times T}$$

$$(700/760) \text{ atm.} \times 5{,}0 \text{ L} = n \text{ x } 0{,}082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 300 \text{ k}$$

$$n = \frac{700 \times 5{,}0}{760 \times 0{,}082 \times 300} = 0{,}187 \text{ mol}$$

$$\mathbf{\mathit{n} = 0{,}187 \text{ mol } H_2}$$

$$m = n \times M = 0{,}187 \times 2{,}0 = \mathbf{0{,}374 \text{ gramos de } H_2}$$

El número de moléculas se determina teniendo en cuenta que 1 mol contiene $6{,}022 \,.10^{23}$ moléculas (nº Avogadro); por lo que:

$$\text{N.° de moléculas} = 0{,}187 \text{ mol} \times 6{,}022.10^{23} = \mathbf{1{,}13.10^{23} \text{ moléculas de } H_2}$$

b) La densidad es la masa de la unidad de volumen, y se determina con la fórmula:

$$d = m / V$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{0{,}374 \text{ g}}{5{,}0 \text{ L}} = 0{,}0748 \text{ g/L}$$

$$\mathbf{\mathit{d} = 0{,}0748 \text{ g/L}}$$

2. CAMBIOS DE ESTADO: PRESIÓN DE VAPOR, TEMPERATURA DE EBULLICIÓN Y DE FUSIÓN

2.1. Cambios de estado

Se ha comentado que la materia se presenta en la naturaleza en tres estados de agregación diferentes: *sólido, líquido* y *gaseoso*, caracterizados por las fuerzas de cohesión que actúan en cada caso sobre las partículas del cuerpo. Muchas muestras

no pueden encajarse perfectamente en estas tres categorías, pero esta clasificación nos permite tratar sistemáticamente gran cantidad de datos.

Se denomina **cambio de estado** a la evolución de la materia entre varios estados de agregación sin que ocurra un cambio en su composición.

El cambio de estado de **sólido a líquido** se llama **fusión**, mientras que el proceso inverso se denomina, en general, **solidificación** y también **cristalización** (cuando el sólido es cristalino) y **congelación** (cuando se realiza a temperaturas inferiores a la ordinaria). El cambio de fase de **líquido a gas** se llama **vaporización** (o e*vaporación*), mientras que el proceso inverso se denomina **condensación** o **licuación**. Por último, el cambio de estado directo de **sólido a gas** se llama **sublimación**. Para el proceso inverso no existe un nombre específico en castellano, empleándose a veces el término de *condensación a sólido* (para diferenciarla de la condensación ordinaria que suele referirse al tránsito de gas líquido) o **sublimación regresiva** (Figura 13).

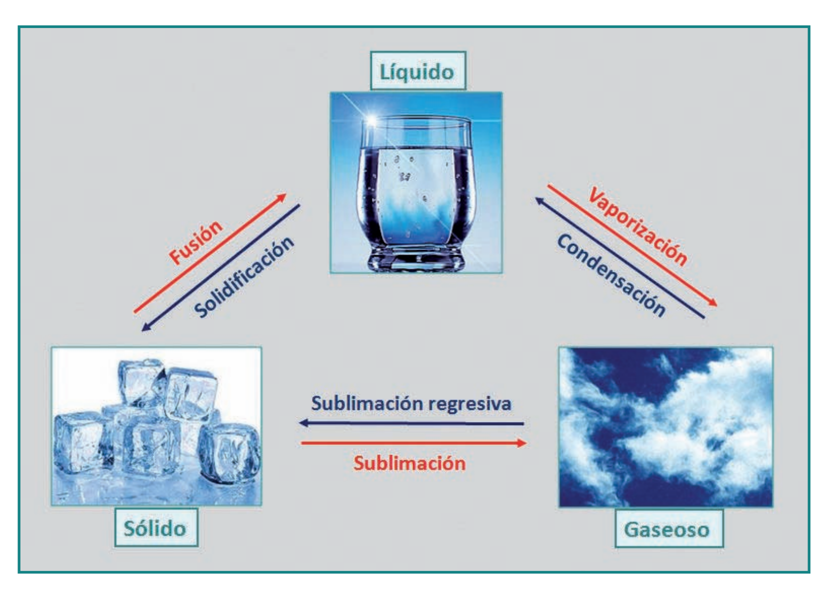


Figura 13. Cambios de estado.

La materia cambia de un estado a otro por efecto de la *presión y temperatura*, puesto que un aumento de presión hace disminuir la distancia entre las partículas, mientras que un aumento de temperatura (aumentando la energía calórica) incrementa su agitación térmica y, por tanto, su movilidad. Así, por ejemplo, en el cambio de estado de sólido a líquido denominado fusión → calor absorbido, y el paso de gas a líquido llamado condensación → calor desprendido.

Los cambios de estado en el sentido: sólido → líquido → gas, son **endotérmicos**, es decir, se necesitará para realizarlos un cierto consumo de energía, normalmente en forma de calor (se verifican suministrando calor al cuerpo). Por el contrario, los cambios de fase en el sentido inverso, esto es, gas → líquido → sólido, son **exotérmicos**, es decir, que se desprende una cierta cantidad de calor (tienen lugar enfriando el cuerpo). Por lo tanto la fusión, vaporización y sublimación son procesos endotérmicos pues se verifican suministrando calor al cuerpo, mientras que la condensación (o licuación), y solidificación son procesos exotérmicos (Figura 14, página 222).

Los cambios de fase o estado son cambios físicos que se caracterizan por variaciones en el orden molecular; las moléculas de la fase sólida tienen mayor ordenamiento de las partículas y una gran fuerza de atracción entre ellas, en los líquidos las

fuerzas de cohesión son bastante grandes (pero menores que en los sólidos), lo que hace que las partículas estén bastante juntas, mientras que en los gases, las fuerzas de atracción son muy pequeñas estando las partículas muy distantes entre sí y tienen mayor desorden (Figura 15).

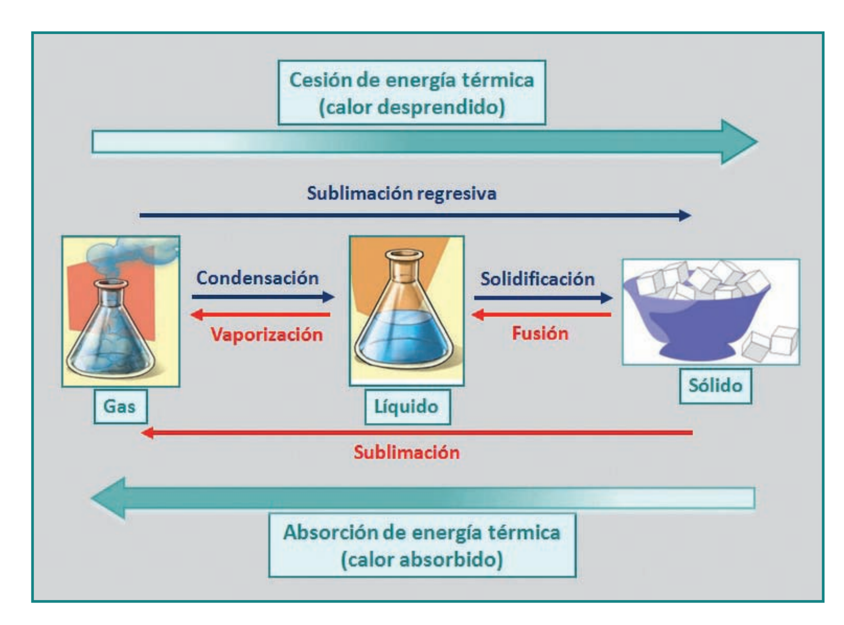


Figura 14. Procesos endotérmicos y exotérmicos en los cambios de estado de la materia.

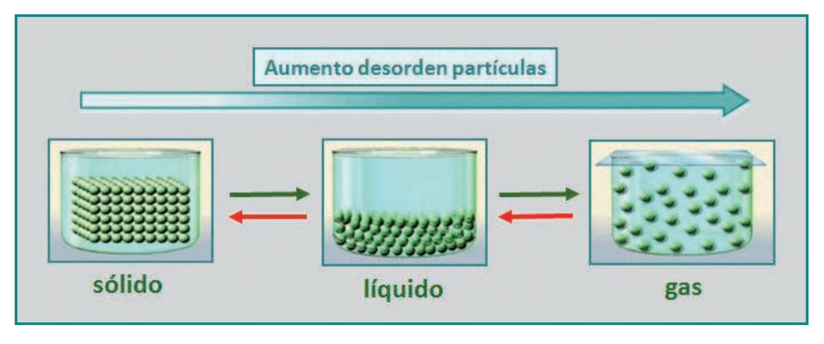


Figura 15. Ordenamiento de moléculas en los cambios de estado.



Figura 16. Los tres estados de agregación del agua.

En la naturaleza es frecuente observar que la materia cambia de un estado a otro. Un ejemplo muy conocido es el caso del agua (Figura 16), que se puede encon-

trar en los tres estados en la superficie de la Tierra: vapor de agua en la atmósfera, agua líquida en ríos, lagos y océanos, y agua sólida (hielo) en la nieve, glaciares, etc. Asimismo, en los domicilios tenemos agua hielo (sólida) en el congelador, agua del grifo líquida y vapor de agua si la calentamos al fuego en una cocina.

2.2. Presión de vapor

Las moléculas de un líquido están en continuo movimiento en todas direcciones, pero no todas se mueven con igual velocidad, sino que existe una distribución de velocidades. Por consiguiente, siempre hay algunas moléculas muy próximas a la superficie del líquido, con energía suficiente para superar las fuerzas de atracción de sus vecinas y escapar a la fase gaseosa, es decir, el líquido se **evapora**, y el proceso se denomina **evaporación** (Figura 17).

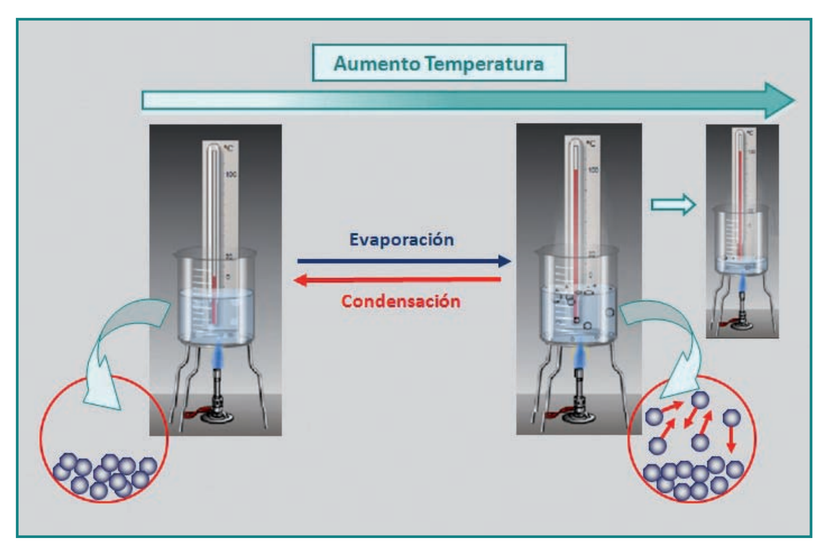


Figura 17. Proceso de evaporación.

En el equilibrio dinámico entre el líquido y el vapor, las moléculas en estado de vapor ejercen una presión como la de cualquier otro gas. La presión que ejerce un vapor en equilibrio con su líquido se llama **Presión de Vapor** del líquido. De forma sencilla, se puede considerar como una medida de la tendencia a «escapar» de las moléculas para pasar del estado líquido al de vapor. La **presión de vapor** de un líquido es característica de cada sustancia y es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes, pero se incrementa a medida que se eleva la temperatura de forma exponencial.

> **Presión de vapor.** Presión ejercida por un vapor en la superficie del líquido del que procede.

Si la *evaporación* de un líquido tiene lugar en un espacio abierto, las moléculas de vapor son arrastradas por el aire lejos de la superficie líquida y la evaporación continúa hasta que no queda fase líquida (Figura 17). En cambio, si la evaporación ocurre en un espacio cerrado, las moléculas de vapor chocan un gran número de veces con la superficie del líquido y, algunas veces, pueden ser atrapadas y pasar a la fase líquida, es decir, se **condensan.** La conversión de un gas o vapor a líquido se denomina **condensación***.*

En la Figura 18 se muestra el equilibrio líquido-vapor: *a)* vaporización, *b)* empieza la condensación, *c)* la velocidad de condensación es igual a la velocidad de vaporización.

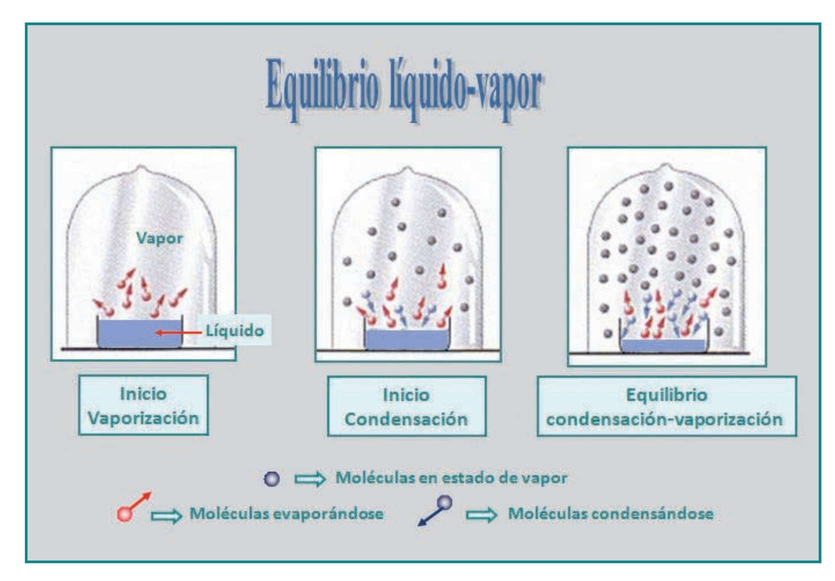


Figura 18. Equilibrio líquido-vapor.

2.3. Temperatura de ebullición

Hemos visto que el cambio de fase de líquido a gas de llama vaporización (o evaporación). Cuando la vaporización tiene lugar a una temperatura tal que la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa (presión atmosférica de su entorno), el proceso se llama **ebullición**, y la temperatura correspondiente se denomina **Temperatura de ebullición** o **Punto de ebullición**, y permanece constante durante todo el tiempo de ebullición.

Temperatura de ebullición. Temperatura a la que la presión de un líquido iguala la presión ejercida sobre él.

Cada sustancia pura tiene su propia temperatura de ebullición o punto de ebullición, por lo que sirve en muchas ocasiones para identificarla, y en este punto la presión de vapor del líquido equilibra a la presión exterior. Normalmente se mide a la presión externa de una atmósfera y se llama **Temperatura de ebullición normal**, que es la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido es igual a 1 atmósfera. Así, por ejemplo, el agua tiene una temperatura o punto de ebullición a los 100 °C (Figura 19), el alcohol a los 78 °C (el término «hervir» es una forma común de referirse a la ebullición).

Como se ve, la temperatura o punto de ebullición depende enormemente de la presión a la que el líquido se encuentra sometido. Al reducir la presión externa se rebaja la temperatura de ebullición, mientras que al aumentar la presión se eleva la temperatura de ebullición. Estos hechos, respectivamente, son el fundamento de la destilación a presión reducida para líquidos (que se utiliza mucho en los laboratorios químicos) y el de las conocidas «ollas a presión» en las que, al hervir el agua a una temperatura más alta, los alimentos se cuecen en menor tiempo.



Figura 19. Evaporación y ebullición del agua.

Es decir, que tanto la *evaporación* como la *ebullición* son dos formas de producir el cambio de estado de líquido a gas o vapor, que se designan con el nombre común de **vaporización**. La **evaporación** ocurre en la superficie del líquido (escape de partículas de la superficie del líquido de una forma suave y a cualquier temperatura), mientras que cuando la vaporización tiene lugar en todas las partes (en toda la masa) del líquido, y no sólo en la superficie, se forman «burbujas gaseosas» o burbujas de vapor en su interior, que, tras ascender y llegar a la superficie, se rompen, con lo que las partículas adquieren una completa libertad de movimiento, es decir, que el «líquido hierve», y el proceso se denomina **ebullición (**Figura 20), verificándose este fenómeno a una temperatura determinada llamada temperatura de ebullición, característica de cada sustancia.

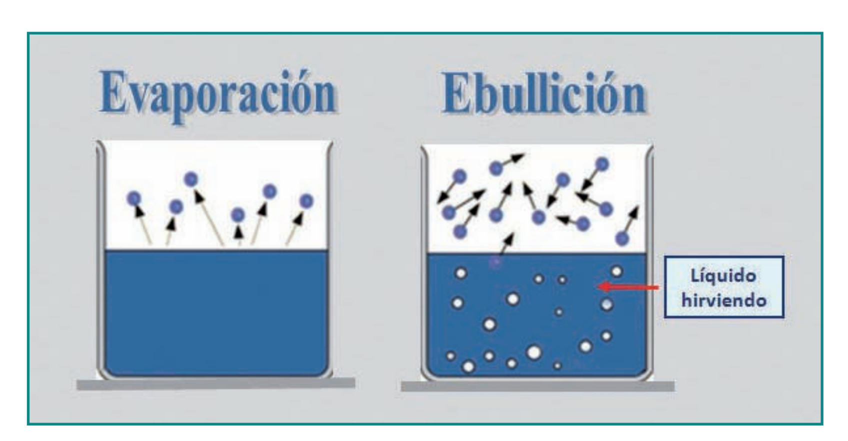


Figura 20. Diferencia entre evaporación y ebullición.

2.4. Temperatura de fusión

Al extraer calor de un líquido, éste se enfría cada vez más, hasta alcanzar una temperatura a la cual empieza a solidificarse. Se dice que un líquido que pasa al estado sólido, se **Solidifica***.* Por el contrario, cuando un sólido se calienta en forma

continua el movimiento de las partículas de éste se va haciendo cada vez más amplio, hasta que llega a una temperatura determinada en la que el sólido pierde su rigidez y pasa al estado líquido, empieza a licuarse. Se dice que un sólido se **Funde** cuando pasa al estado líquido (Figura 21).

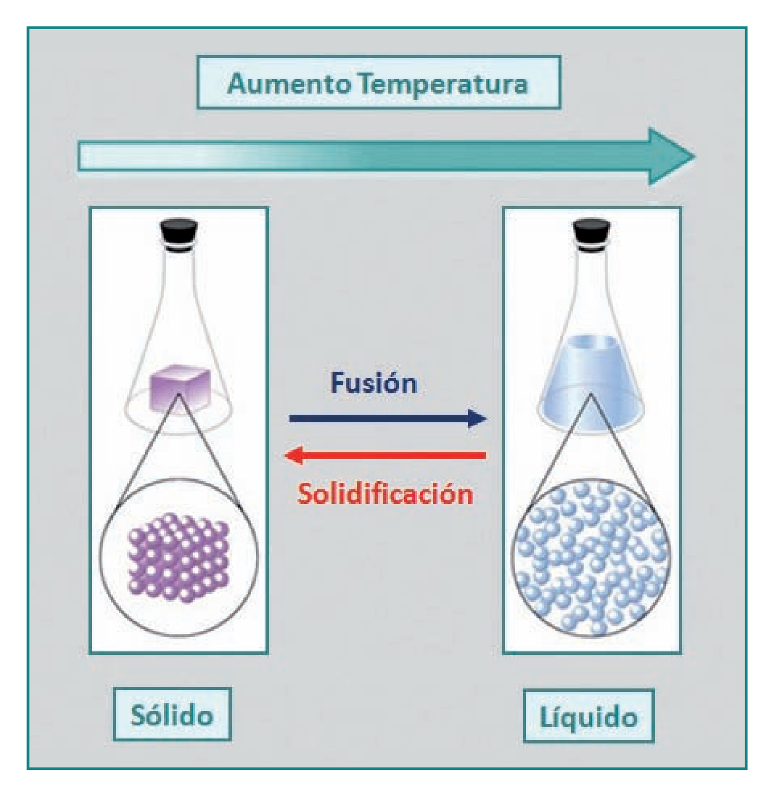


Figura 21. Procesos de fusión y solidificación.

La temperatura a la cual la fase sólida de una sustancia está en equilibrio con su fase líquida se conoce como **Temperatura o Punto de fusión** de dicha sustancia, la cual varía ligeramente con la presión. A esta temperatura existe un equilibrio entre el estado sólido de alta ordenación y el estado líquido más desordenado, coexistiendo en equilibrio la fase sólida y la líquida. La temperatura de fusión es la temperatura a la que la velocidad de fusión de un sólido es la misma que la velocidad de congelación de su líquido bajo una presión determinada. **Temperatura de fusión normal** es el punto de fusión a 1 atmósfera de presión. Por otro lado, el **calor de fusión** es el calor absorbido por una determinada cantidad de sustancia al pasar de la fase sólida a la líquida a presión y temperatura constantes.

Temperatura de fusión. Temperatura en la que el líquido y el sólido existen en equilibrio.

La temperatura a la que se produce la fusión es característica de cada sustancia, por lo que sirve en muchas ocasiones para identificarla, y está íntimamente relacionada con las fuerzas de atracción entre las partículas. Por ejemplo, la temperatura a la que ocurre la fusión del hielo es 0 °C (Figura 22).

Por el contrario, la **Temperatura o Punto de congelación** de un líquido es la temperatura a la que dicho líquido se solidifica (se trasforma en sólido) debido a una reducción de temperatura y a una presión determinada, es decir, temperatura a la

que el estado sólido y el estado líquido de una sustancia se encuentran en equilibrio. Para la mayoría de sustancias ambas temperaturas (fusión y congelación) son iguales como, por ejemplo, para el agua (0 °C), sin embargo otras sustancias, como el Agar-Agar, tienen distintas temperaturas para la fusión y la congelación (se vuelve líquido a 85 °C y sólido a una temperatura entre 32 °C y 40 °C). Como es obvio, **calor de solidificación**, es igual que el calor de fusión, sólo que en este caso se desprende calor en lugar de absorberse.

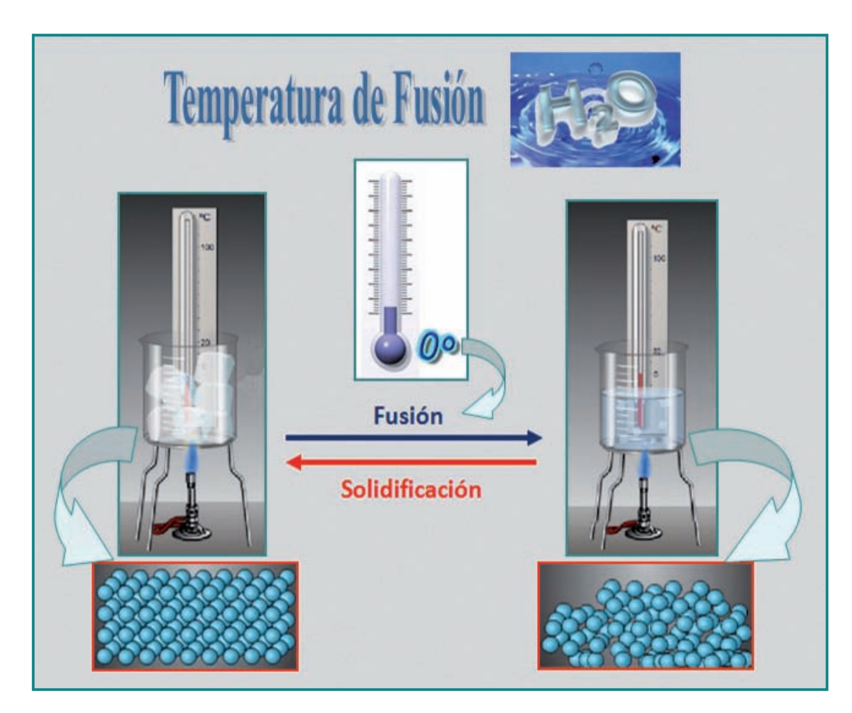


Figura 22. Procesos de fusión y solidificación.

3. ESTRUCTURA INTERNA DE LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN: ESTADO SÓLIDO, LÍQUIDO Y GASEOSO

Como ya se ha visto, la materia se presenta en la naturaleza, principalmente, en tres estados distintos de agregación: sólido, líquido y gaseoso, caracterizados por las fuerzas de cohesión que actúan en cada caso sobre las partículas del cuerpo. Las sustancias presentan unas determinadas propiedades físicas propias del estado de agregación en que se encuentran e independientes de su naturaleza. Este hecho, nos sugiere que la diferencia fundamental entre los diferentes estados de agregación de la materia consiste en la relación entre las partículas que constituyen las sustancias, es decir, en su ***estructura interna.***

Muchas sustancias, bajo las condiciones apropiadas, pueden existir en los tres estados. Cuando se enfría un gas, eventualmente, se condensa para formar un líquido y, finalmente, se congela para dar un sólido pero, en todos estos cambios, continúa siendo la misma sustancia.

Para poder explicar y entender el comportamiento de la materia, existe un modelo teórico que se basa en los siguientes postulados:

— La materia está formada por pequeñas partículas.

— Entre las partículas que forman la materia no existe nada, hay vacío.

— Existen unas fuerzas de atracción, de mayor o menor intensidad, que tienden a juntar las partículas.

— Las partículas que forman un sistema material no están quietas, tienen movimientos constantes, con velocidades variables, que reciben el nombre de **agitación térmica**, y cuyo valor es proporcional a la temperatura. Esto es, si la temperatura es baja, su movimiento será lento. Si la temperatura asciende, se mueven más rápidamente.

¿Cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido o un gas?

De forma sencilla, podemos decir que: los sólidos tienen forma y volumen fijos; los líquidos tienen volumen fijo, pero su forma se ajusta a la de la vasija que los contiene; y los gases no tienen ni forma ni volumen determinados, ajustándose en ambos casos, al recipiente que los contiene. Estas dos propiedades, forma y volumen, que sirven para distinguir los tres estados de agregación, dependen de las fuerzas de atracción que existen entre las partículas (sean moléculas, átomos o iones) constituyentes de la materia, y de la ordenación relativa de dichas partículas (Figura 23).

Además de los tres estados, sólido, líquido y gaseoso, que acabamos de ver, existe un cuarto estado de agregación de la materia, que es el de **plasma**, que no vamos a considerar en este libro.

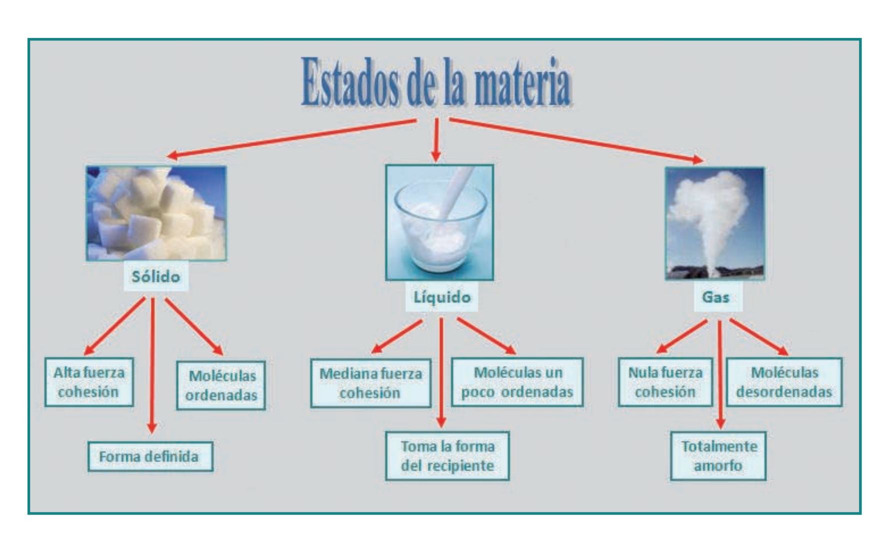


Figura 23. Principales diferencias entre los tres estados de agregación de la materia.

— En un **sólido** las fuerzas de cohesión entre las partículas que lo forman son muy grandes, por eso están muy juntas formando estructuras perfectamente ordenadas. Incluso en los sólidos, las partículas no están totalmente quietas, sino que tienen un movimiento de vibración. Por eso, los sólidos tienen forma y volumen fijo o constante.

— En un **gas** las fuerzas de atracción entre las partículas, aunque existen, son muy débiles, por lo que pueden moverse con libertad en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente que las contiene. Existe una gran separación entre las partículas, están muy distantes entre sí, tendiendo a ocupar todo el volumen disponible (expansibilidad). Por eso, los gases tienen forma y volumen variables.

— En un **líquido** ocurre una situación intermedia. Las fuerzas de atracción entre partículas no son tan grandes como en los sólidos, ni tan débiles como en los gases, lo que hace que las partículas estén bastante juntas, teniendo volumen fijo y densidad elevada (análoga a la de los sólidos), pero falta la ordenación perfecta, las partículas no ocupan posiciones fijas, sino que se pueden mover, y lo hacen deslizándose unas sobre otras, más o menos fácilmente, lo que hace que la forma sea variable y que puedan fluir con cierta facilidad. Por tanto, las partículas están más separadas que en los sólidos, pero menos que en los gases, por eso, los líquidos contenidos en recipientes tienen forma variable y volumen constante (Figura 24).

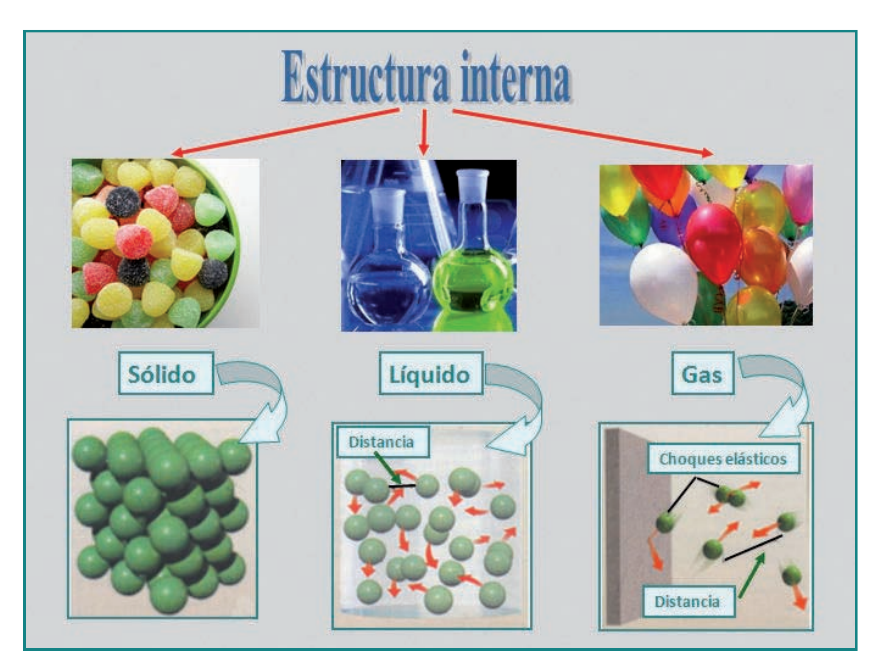


Figura 24. Estructura interna de: sólidos, líquidos y gases.

¿Por qué las sustancias cambian de estado?

El que una sustancia esté en un estado u otro, depende del equilibrio entre las fuerzas que tienden a juntar las partículas y su tendencia a separarse, que será tanto mayor, cuanto mayor sea su energía. Si bajamos la temperatura, las partículas se moverán más lentamente y las fuerzas atractivas serán capaces de mantenerlas más juntas (el gas se transforma en líquido, y si seguimos enfriando, en sólido). Si tenemos un sólido y lo calentamos, el movimiento de vibración de las partículas irá aumentando hasta que la energía sea suficiente para superar las fuerzas que las mantienen en sus posiciones. El sólido funde y se transforma en un líquido. Si seguimos calentando, pasará a gas. Por lo tanto, el que una sustancia se presente en un estado u otro depende de la presión y la temperatura, puesto que un aumento de presión hace disminuir la distancia entre las partículas, mientras que un aumento de la temperatura incrementa su agitación térmica y, por consiguiente, su movilidad.

Un resumen de los cambios de estado sería:

— La **fusión** es el cambio de estado de sólido a líquido.

- Por el contrario la **solidificación** (cristalización o congelación) es el cambio inverso, de líquido a sólido.

— La **vaporización** es el cambio de estado de líquido a gas.

- Contrariamente la licuación o **condensación** es el cambio inverso, de gas a líquido.

— La **sublimación** es el cambio de estado de sólido a gas.

- El cambio inverso recibe el nombre de **sublimación regresiva o inversa**.

3.1. Estado sólido

Las fuerzas de cohesión que mantienen unidos a las partículas en un sólido son, en general, intensas, de forma que la libertad de movimiento que tienen es prácticamente nula, por ello forman estructuras rígidas.

Las estructuras de los sólidos son muy diversas y a menudo complicadas, por ello, los distintos tipos de sólidos tienen propiedades muy diferentes. Los dos grandes tipos a considerar son:

— **Sólidos cristalinos**, en los que existe una perfecta ordenación de las partículas y una gran fuerza de atracción entre ellas (los átomos o iones constituyentes están dispuestos de forma regular y periódica). Forman cristales de caras planas y los ángulos que forman las caras tienen valores bien definidos. Sus propiedades características, opuestas a las de los gases, son: incompresibilidad, rigidez y la típica forma geométrica. Es muy frecuente considerar únicamente a los sólidos cristalinos como los *sólidos verdaderos*. Ejemplos de sólidos cristalinos son el cuarzo (Figura 25), pirita, sal de cocina, azúcar, etc.

— **Sólidos amorfos** que tiene una distribución desordenada, al azar, de sus partículas, sin embargo, conserva la forma, porque las fuerzas de cohesión son muy grandes. Estructuralmente, son bastante parecidos a los líquidos, y su rigidez, más o menos grande, se debe a su elevada viscosidad. Así, por ejemplo, son sólidos amorfos el vidrio ordinario de ventanas y botellas (Figura 25).

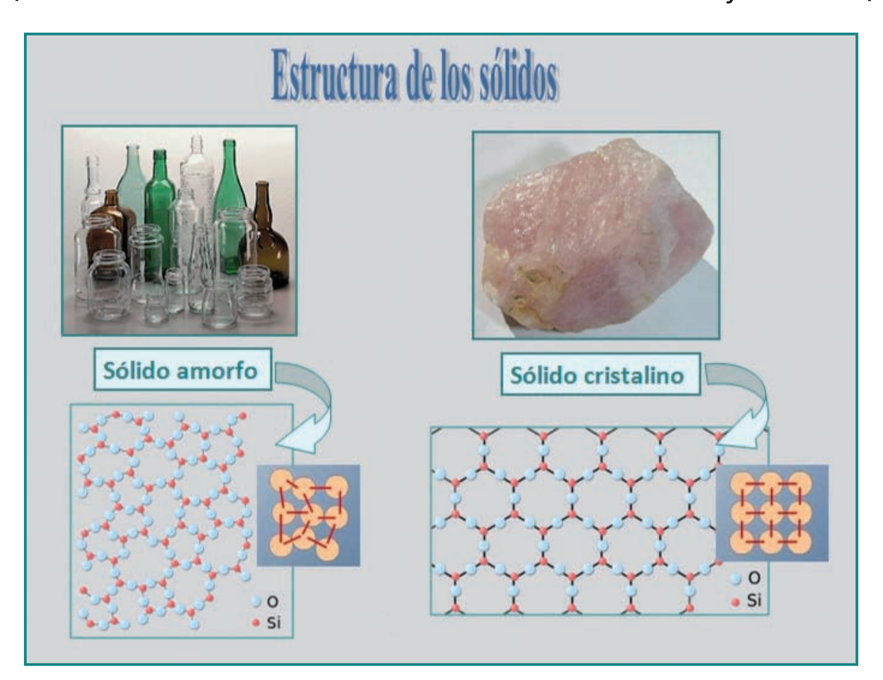


Figura 25. Diagrama molecular de un sólido amorfo (vidrio) y sólido cristalino (cuarzo).

3.2. Estado líquido

El estado líquido es intermedio entre el sólido y el gaseoso, por lo que tiene algunas propiedades análogas a las de ambos estados, así se parece a los gases en cuanto a su fluidez mientras que su compresibilidad y densidad son muy semejantes a las de los sólidos. Las partículas de un líquido están empaquetadas de forma bastante compacta y las fuerzas que actúan entre ellas son relativamente intensas.

Las propiedades de un líquido dependen en gran medida de la naturaleza de las partículas que lo forman, de su tamaño y forma, y de las fuerzas que operan entre ellas. Por otra parte, las partículas de un líquido no están ni completamente desordenadas ni completamente ordenadas y, además, no están ordenadas siguiendo patrones regulares, como los que se encuentran en la mayoría de los sólidos, por lo que estudiar y describir la estructura de un líquido es mucho más complicado que la de un sólido. Pero, en general, las fuerzas de atracción entre las partículas de un líquido son lo suficientemente grandes como para que se produzca un agrupamiento desordenado (Figura 26). Las partículas están tan juntas que sólo hay espacio vacío en una pequeña parte del volumen total ocupado por el líquido. Así pues, los líquidos poseen volumen constante y débil compresibilidad. Las densidades de los líquidos son, en general, algo inferiores a las de los sólidos, aunque del mismo orden.

Las **propiedades** más características de los líquidos se podía resumir en:

— Los espacios intermoleculares no existen.

— Las moléculas poseen movimientos, pero más restringidos que en los gases.

— Son incompresibles, por lo que es difícil disminuir su volumen por presiones externas.

— Poseen volumen fijo, que no varía al cambiar la capacidad el recipiente.

— Carecen de forma definida, por lo que adquieren la forma del recipiente que los contiene.

— Son medianamente difusibles.

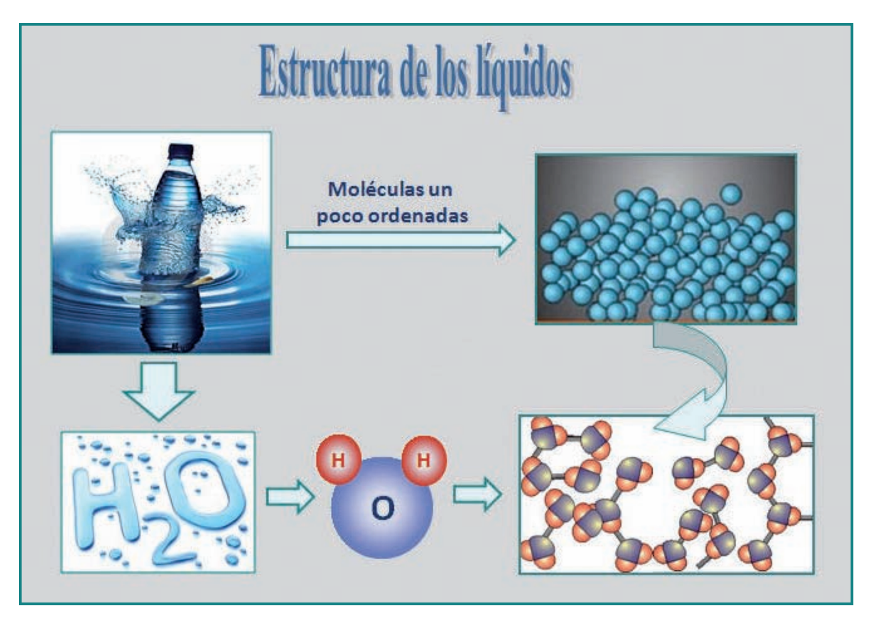


Figura 26. Estructura de los líquidos, agua (H_2O).

3.3. Estado gaseoso

Como hemos visto con anterioridad, en los gases las fuerzas de atracción entre las moléculas son muy pequeñas, por lo que predomina la agitación térmica y se encuentran en movimiento continuo y desordenado (Figura 27).

La gran compresibilidad de los gases, que pueden ser reducidos fácilmente hasta volúmenes pequeñísimos, apunta a una estructura en la que las partículas, independientes unas de otras, están separadas por enormes distancias en relación a su tamaño. Así, en las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de un gas no depende más que del número de partículas y no del tamaño de éstas, despreciable frente a sus distancias. Los valores extremadamente pequeños de las densidades de los gases en relación con sólidos y líquidos, confirman lo anterior.

Las **propiedades** más importantes de los gases son:

— Pequeña densidad, debido a la ausencia de cohesión entre sus moléculas éstas se hallan muy alejadas unas de otras, por lo que existe muy poca masa en la unidad de volumen.

— Son perfectamente homogéneos.

— Tienden a ocupar el máximo volumen (expansibilidad), por lo que adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.

— Son muy compresibles, debido a la ausencia de fuerzas de repulsión entre sus moléculas.

— Se mezclan completamente y de manera uniforme cuando están en el mismo recipiente.

— Tienen pequeña viscosidad, aunque no nula.

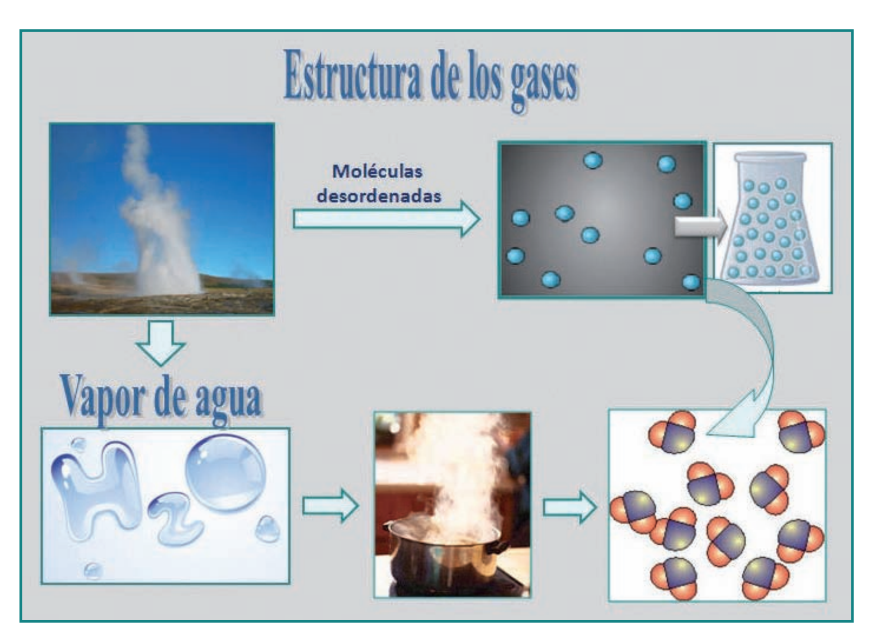


Figura 27. Estructura de los gases, vapor de agua.

En la Tabla 3 se muestran las principales diferencias entre los tres estados de agregación de la materia.

Tabla 3. Resumen de los tres estados de agregación de la materia

Estado	Sólido	Líquido	Gaseoso
Volumen	Constante	Constante	Variable
Forma	Constante	Variable	Variable
Fuerza que predomina	Atracción sobre repulsión	Atracción igual que repulsión	Repulsión sobre atracción
Características	Incompresible (no disminuye su volumen por presión)	Incompresible (adquiere la forma del recipiente que lo contiene)	Compresible (adquiere la forma del recipiente que lo contiene)

4. DISOLUCIONES: SOLUBILIDAD Y SATURACIÓN

4.1. Disoluciones

Las disoluciones desempeñan un importante papel en muchos procesos químicos y de la vida ordinaria, ya que, salvo en contadas ocasiones (ciertos minerales, algunos metales, etc.), la naturaleza nos ofrece las sustancias mezcladas unas con otras. Por ejemplo, las sustancias alimenticias de las plantas se trasportan, de unas partes a otras, en forma de disoluciones acuosas, así mismo los fluidos del cuerpo de todos los animales son también disoluciones acuosas de numerosas sustancias, las medicinas son, en general, disoluciones acuosas o alcohólicas de compuestos activos, etc.

La importancia de las disoluciones en Química se debe a que gran parte de las reacciones y operaciones químicas, tanto de la industria como de los laboratorios, se llevan a cabo en forma de disolución.

Una **disolución** es una mezcla homogénea de las moléculas, átomos o iones de dos o más sustancias diferentes, cuya composición puede variarse. Las diferentes sustancias que forman una disolución reciben el nombre de **componentes** pero, por razones de conveniencia, se dice que consta de una sustancia (el soluto) disuelta en otra (el disolvente) (Figura 28, página 234). El **soluto** es la sustancia que se disuelve (el sólido) y el **disolvente** es la sustancia que disuelve (el líquido) o también se llama disolvente al componente que no cambia de estado al realizarse la disolución. Tanto el soluto como el disolvente conservan sus propiedades químicas, sin embargo, las propiedades físicas de la disolución son distintas de las de cada uno de los componentes, especialmente la densidad, la presión de vapor, los puntos de solidificación y de ebullición, etc. Cuando tenemos una disolución en la que se disuelve un líquido en otro, como alcohol en agua, los términos anteriores, disolvente y soluto, no tienen un significado preciso, por lo que suele considerarse como disolvente el componente que se encuentra en mayor proporción.

Disolución. Mezcla homogénea de átomos, moléculas o iones de dos o más sustancias denominadas componentes, las cuales intervienen en proporciones variables.

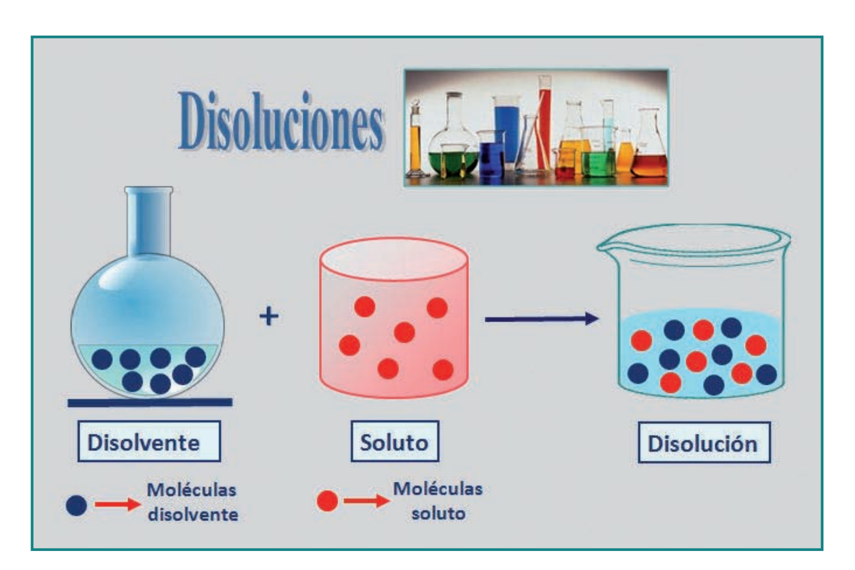


Figura 28. Disolvente y soluto.

Clasificación de las Disoluciones

Las principales formas de clasificar las diferentes tipos de disoluciones son:

— Teniendo en cuenta el estado inicial del soluto y del disolvente, tenemos disoluciones moleculares e iónicas. Así, una disolución se denomina **Molecular** si las partículas de soluto corresponden a moléculas, e **Iónica** si son iones.

Un ejemplo típico de *disolución molecular* es la disolución de un terrón de azúcar en agua. Cuando en un vaso de agua añadimos un terrón de azúcar, transcurrido un cierto tiempo se mezcla con las moléculas de agua y desaparece, el terrón se ha disuelto, es decir, se ha dispersado en sus últimas partículas, que en este caso son moléculas (en otras serán iones o átomos). Cada molécula de azúcar se ha separado de las demás y se han rodeado de moléculas de agua, ha sucedido el proceso de disolución del azúcar en agua. Después de disolverse todo el terrón de azúcar, la composición es igual en cualquier parte de la disolución (Figura 29).

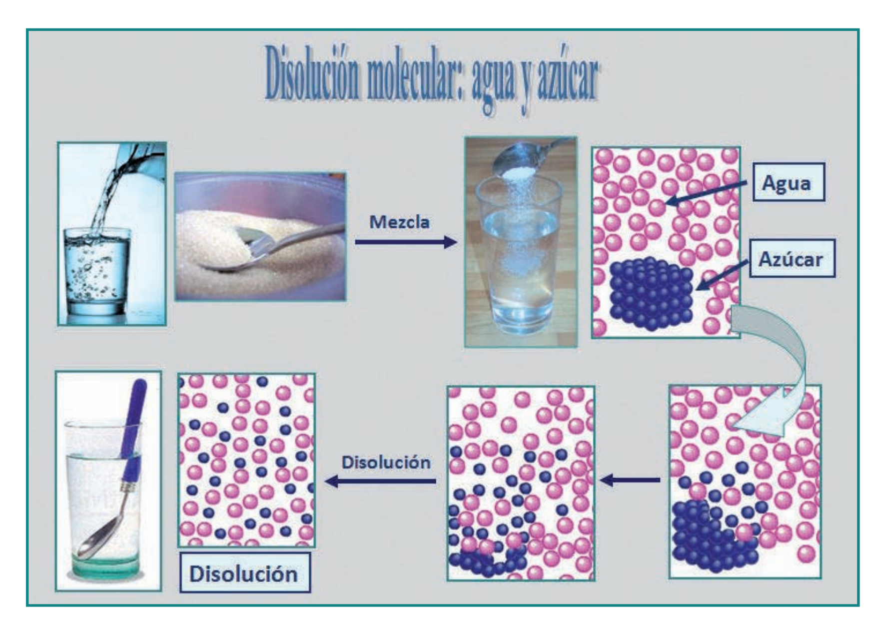


Figura 29. Disolución de moléculas de azúcar en moléculas de agua.

Asimismo, ejemplo típico de una *disolución iónica* es el de la sal común (cloruro sódico, ClNa) en agua. En este caso, los iones de Na^{+} y Cl^{-}, que forman el cristal de cloruro sódico, se difunden entre las moléculas de agua formando una mezcla homogénea, es decir, la disolución consiste en una mezcla de iones, positivos y negativos, con moléculas de agua (Figura 30).

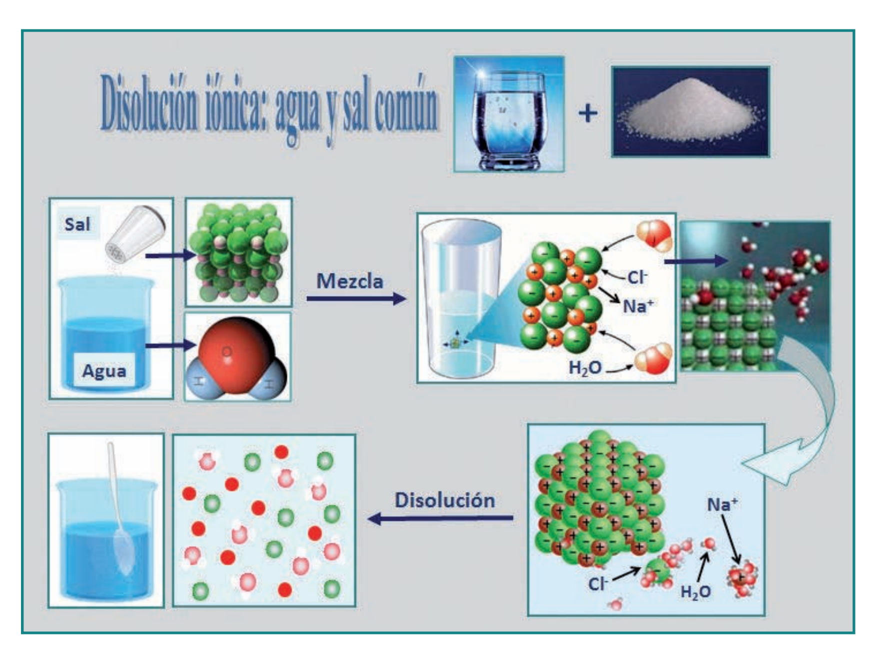


Figura 30. Disolución de sal común (cloruro sódico) en agua.

— Por otro lado, tenemos las disoluciones sólidas, líquidas y gaseosas, atendiendo al estado físico inicial del soluto y del disolvente.

Tabla 4. Diferentes tipos de disoluciones

Soluto	Disolvente	Ejemplo
Sólido **Líquido** **Gas**	Sólido Sólido Sólido	Aleaciones Amalgamas Hidrógeno ocluido en platino
Sólido **Líquido** **Gas**	Líquido Líquido Líquido	Azúcar en agua Alcohol en agua Amoníaco en agua
Sólido **Líquido** **Gas**	Gas Gas Gas	Humo Niebla Aire

Se forma una **Disolución Sólida** cuando los átomos de una sustancia se distribuyen por completo alrededor de los de otra. Este tipo de disoluciones es muy corriente entre metales, así las aleaciones son, con frecuencia, disoluciones sólidas (bronce, oro, aceros, etc.). Por ejemplo, cuando un trozo de cobre y otro de oro se calientan juntos, hasta llegar a fundirlos, los átomos de los dos metales se mezclan entre sí y el líquido resultante aparece homogéneo. Si esta disolución se enfría, al solidificar, los átomos de cobre y de oro no se separan, sino que permanecen uniformemente en-

tremezclados en el sólido, formando una *disolución sólida*. En este caso, la disolución consiste en una mezcla de átomos de cobre y átomos de oro. En realidad, los objetos «de oro» son disoluciones sólidas de cobre en oro, cuya riqueza en oro se suele expresar en quilates, es decir, que por ejemplo, el oro de 18 quilates es una disolución sólida de 25 % en peso de cobre y 75 % en peso de oro. Hay dos tipos de estas disoluciones, la **intersticial**, que significa que los átomos disueltos ocupan espacios vacíos de la estructura cristalina del material disolvente (sólido disolvente), como por ejemplo algunos aceros (hierro con alguna pequeña cantidad de carbono disuelto); y las de **sustitución** en las que los átomos disueltos sustituyen a algunos de los que forman la red cristalina receptora, como el bronce, el olivino, etc., que pertenecen a esta segunda categoría (Figura 31).

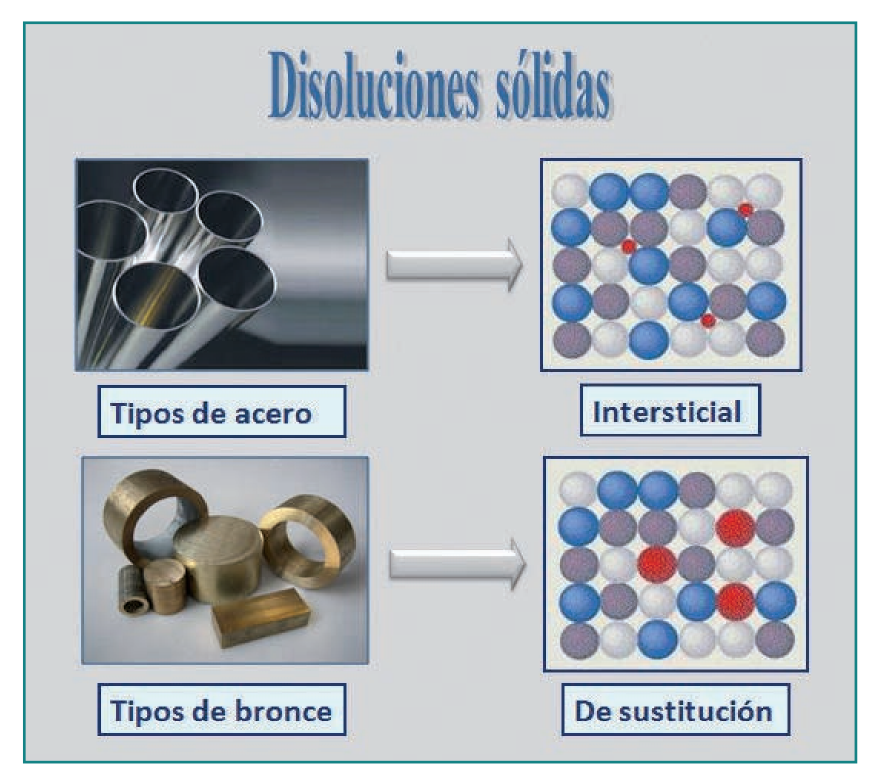


Figura 31. Disoluciones sólidas: intersticial y sustitución.

Cuando un sólido, como en el ejemplo anterior el azúcar, se disuelve en agua (Figura 29), desaparece el sólido como tal (el azúcar), y se dice que tenemos una **Disolución Líquida**. Las disoluciones más frecuentes son las líquidas, a las que nos vamos a referir principalmente en este libro. Dentro de las disoluciones líquidas, pueden ser de tres tipos: i) *gas en líquido*, ii) *líquido en líquido* y iii) *sólido en líquido*.

También existen las **Disoluciones Gaseosas** (Figura 32), como por ejemplo el aire que está compuesto, en proporciones ligeramente variables, por nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono y vapor de agua, principalmente.

— Según la proporción de soluto respecto a la de disolvente, las disoluciones pueden ser: diluidas, concentradas y saturadas. Se denomina **Diluida** si la proporción de soluto respecto a la de disolvente es pequeña; **Concentrada** si la proporción de soluto respecto a la del disolvente es grande y **Saturada** a cierta temperatura, cuando a esa temperatura contiene la máxima cantidad posible de soluto disuelto (Figura 33). En el apartado siguiente veremos este tipo de disoluciones con más profundidad.

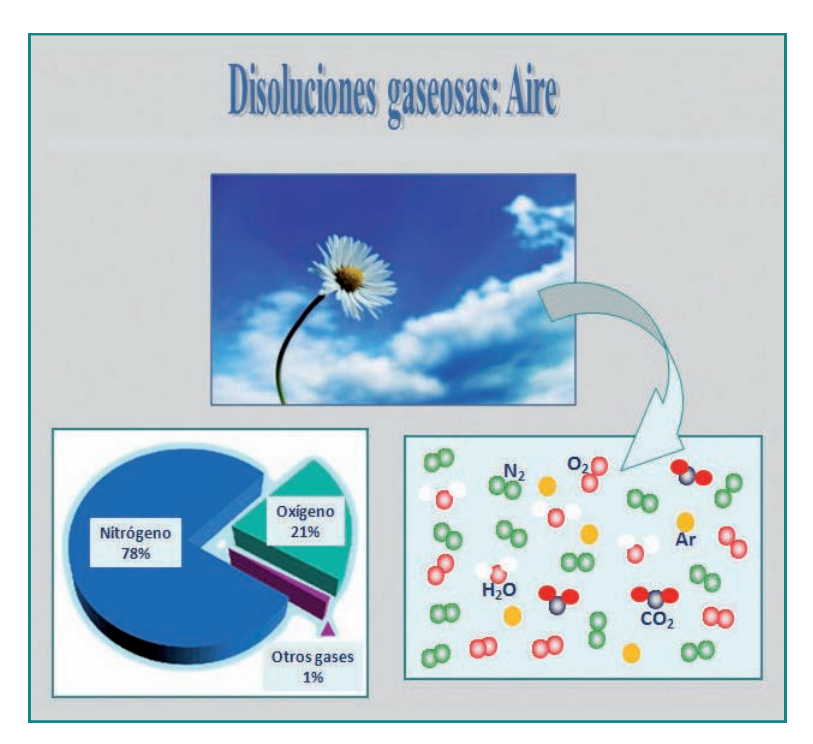


Figura 32. Disolución gaseosa: aire.

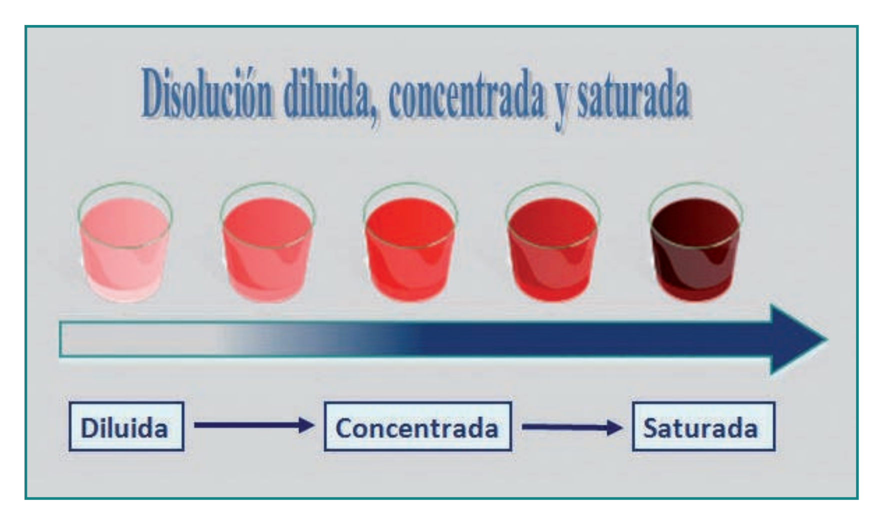


Figura 33. Disolución diluida, concentrada y saturada.

4.2. Solubilidad y saturación

En química, la **Solubilidad** es una medida de la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido. La cantidad de un sólido que puede disolverse en una cantidad dada de un líquido es limitada.

Por otro lado, las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de **Solubilidad**, que es la propiedad de una sustancia o soluto para disolverse en otra (disolvente). Sin embargo, la **Concentración**, hace referencia a la proporción o relación existente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente en una disolución.

Por tanto, la *solubilidad* es una constante de un sistema soluto-disolvente, y bajo condiciones establecidas (presión, temperatura constantes), representa la máxima cantidad de un soluto que puede ser disuelta en un determinado disolvente, mientras que la *concentración* es una variable del sistema y representa la cantidad de soluto contenida en un disolvente.

La concentración de soluto en una disolución saturada es denominada **Solubilidad del soluto** en el disolvente en cuestión, es decir, indica la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente o de disolución, y se expresan normalmente en gramos de soluto por litro de disolución.

Solubilidad. Es una medida o magnitud que indica la capacidad de disolverse una determinada sustancia (soluto) en un determinado medio (disolvente).

El término solubilidad se utiliza tanto para designar el fenómeno cualitativo del proceso de disolución como para expresar cuantitativamente la concentración de las disoluciones. La cantidad de soluto, expresada normalmente en gramos, que se disuelve en una cierta cantidad de disolvente (normalmente 100 g), para obtener una *disolución saturada*, se llama **solubilidad**. Se dice que un cuerpo es muy soluble, soluble, ligeramente soluble o insoluble, según que su solubilidad en un determinado disolvente, sea muy grande, regular, pequeña o despreciable. En general, se acostumbra a llamar solubles a aquellas sustancias que lo son en más de 10 g por litro, insolubles si no llegan al gramo por litro, y poco solubles si están comprendidas entre 1 g y 10 g por litro. La solubilidad es muy variable de unos cuerpos a otros y depende de la temperatura, de la presión (en gases) y sobre todo, de la naturaleza del soluto y del disolvente.

Teniendo en cuenta este concepto, las disoluciones pueden ser:



Figura 34. Disolución saturada.

— **Disoluciones Saturadas:** una disolución se dice que está saturada cuando, a una temperatura dada, contiene la mayor cantidad posible de la sustancia

que se ha de disolver o soluto, por tanto, es una disolución que está concentrada al máximo y ya no admite más sólido disuelto, por lo que un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente. La solubilidad de los sólidos en líquidos, por lo general, aumenta cuando aumenta la temperatura. En la **cristalización** se lleva a la disolución a la condición de saturación a una temperatura alta, luego se deja enfriar lentamente y como la solubilidad es menor a menores temperaturas se forman cristales.

En la Figura 34 podemos observar que simultáneamente al proceso de *disolución* tiene lugar el proceso de *cristalización* de moléculas disueltas sobre el sólido y que este último se incrementa con la concentración, en un instante determinado las velocidades de los dos procesos inversos se igualan, hemos llegado al estado de equilibrio, la disolución no admite ya más sólido disuelto: está *saturada*.

— **Disoluciones No saturadas:** es la que tiene menor concentración que la disolución saturada, es decir, no alcanza la cantidad máxima tolerable de soluto. Podemos encontrar a su vez estos dos tipos (Figura 35):

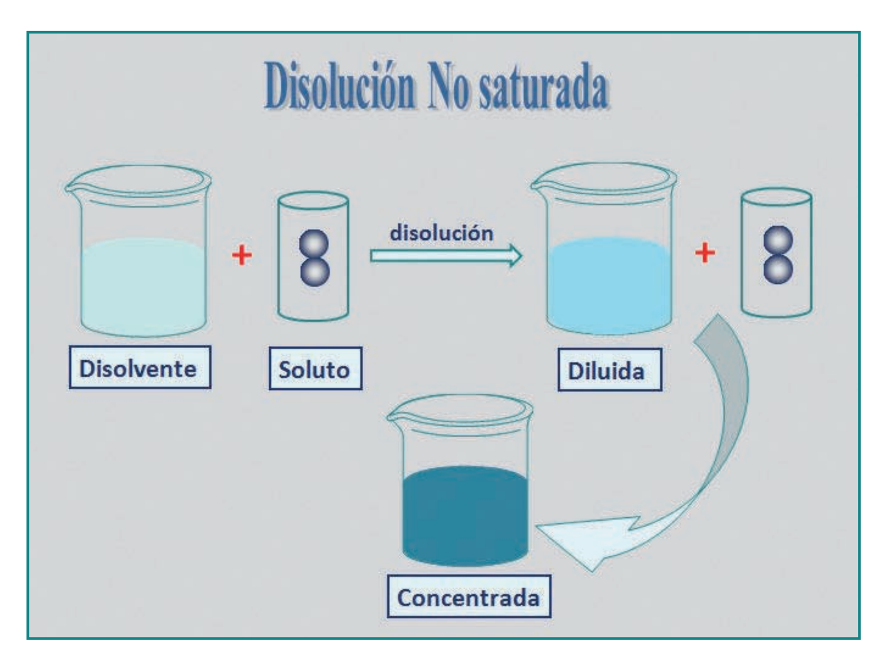


Figura 35. Disolución diluida y concentrada.

- **Disoluciones concentradas***:* son las que tienen gran cantidad de soluto en un determinado volumen de disolución, es decir, la proporción de soluto respecto a la del disolvente es grande. Están próximas a la saturación.
- **Disoluciones diluidas**: son las que tienen una pequeña cantidad de soluto en un determinado volumen de disolución, o lo que es lo mismo; son disoluciones diluidas las que poseen una mayor concentración de disolvente que de soluto.

Conviene indicar que una *disolución saturada* no es necesariamente una *disolución concentrada*, sino que puede ser también *diluida*, si el soluto es poco soluble en el disolvente dado, pues lo que significa «la saturación» es que no puede disolverse más soluto en ese disolvente concreto.

— **Disoluciones Sobresaturadas.** Es una disolución que contiene más soluto del que puede existir en equilibrio a una temperatura y presión dadas. Si se calienta una disolución saturada se le puede agregar más soluto; si esta disolución es enfriada lentamente y no se perturba, puede retener un exceso de soluto pasando a ser una disolución *sobresaturada*. Sin embargo, son sistemas muy inestables y con cualquier perturbación el soluto en exceso precipita y la disolución queda *saturada*.

5. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES. MOLARIDAD, NORMALIDAD, MOLALIDAD, FRACCIÓN MOLAR, PORCENTAJE EN PESO O EN MASA

5.1. Concentración de disoluciones

La composición de una disolución puede ser variable, por lo que para expresar dicha composición se utiliza el concepto de **Concentración** de la disolución. El valor de la concentración nos expresa cuál es la proporción de soluto y disolvente de una disolución o bien cantidad de soluto presente (o disuelto) en un peso o volumen dado de disolvente. Como hemos visto anteriormente, una disolución que contiene una cantidad de soluto relativamente pequeña se dice que es **diluida,** mientras que si la concentración de soluto es grande se dice que la disolución es **concentrada**.

Concentración de una disolución. Es la cantidad de soluto existente en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

Hay numerosas formas de expresar la concentración de una disolución. Por una parte tenemos aquellas expresiones en las que se tiene en cuenta la fórmula o composición química del soluto, como son: la Molaridad, normalidad, molalidad y fracción molar; y por otro lado es también muy frecuente expresar las concentraciones en tanto por ciento, es decir, porcentaje en peso.

5.2. Molaridad

La **Molaridad** es el número de mol de soluto que hay por cada litro de disolución, se representa por la letra *M* y se expresa en mol/L (Figura 36). Desde el punto de vista químico, la molaridad es la forma más importante para expresar la concentración de un componente en una disolución.

Molaridad. Es el número de mol de un compuesto (soluto) contenidos en un litro de disolución.

$$M = \text{Molaridad} = \frac{\text{n.º de mol soluto}}{\text{n.º de litros disolución}}$$

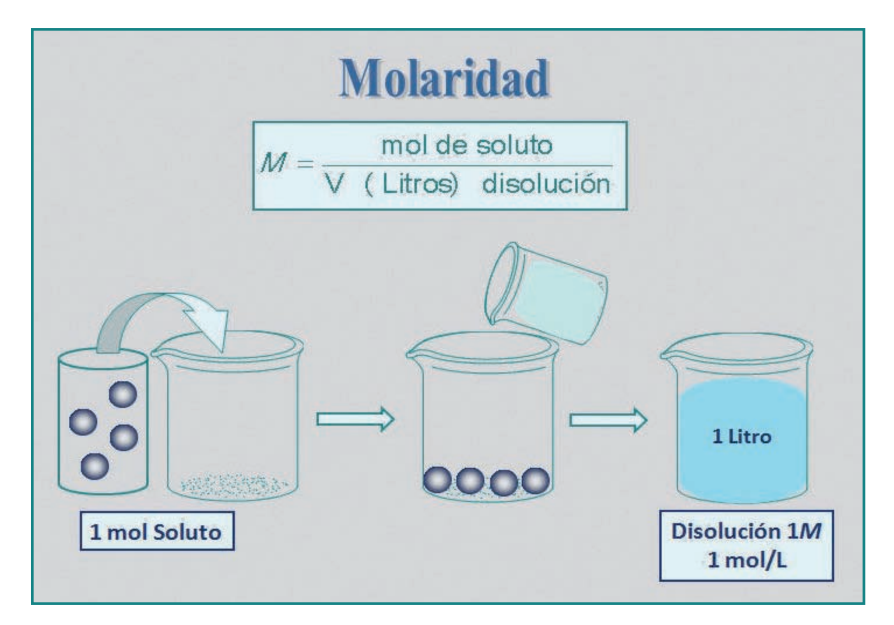


Figura 36. Preparación de una disolución 1 *M*.

Ejemplo

1. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de 20 g de NaCl en 180 mL de agua? (Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5).

Solución

Primero debemos saber cuántos mol son 20 g de NaCl:

Masa molecular NaCL = 23 + 35,5 = 58,5

180 mL = 0,18 L

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{m (g)}}{\text{M m (g/mol)}} = \frac{20 \text{ g}}{58{,}5 \text{ g/mol}} = 0{,}34 \text{ mol}$$

Ahora determinamos la concentración de la disolución, suponiendo que el volumen de agua no varía en el proceso de disolución:

$$M = \text{Molaridad} = \frac{\text{n.º de mol soluto}}{\text{n.º de litros disolución}}$$

$$M = \frac{0{,}34 \text{ mol NaCl}}{0{,}18 \text{ L de disolución}} = 1{,}89 \text{ M}$$

M = 1,89 M

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Cuántos gramos de soluto hay disuelto en 262 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) 0,4 M? (Masas atómicas: Na = 23; O = 16, H = 1).

Solución

Masa molecular NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 u

262 mL = 0,262 L

Por definición de Molaridad tenemos que:

$$M = \text{Molaridad} = \frac{\text{n.º de mol soluto}}{\text{n.º de litros disolución}}$$

$$\text{n.º mol soluto} = n = M \times \text{V}$$

$$n = 0{,}4 \text{ M} \times 0{,}262 \text{ L} = 0{,}105 \text{ mol NaOH}$$

Como sabemos que:

$$n = \frac{\text{gramos NaCl}}{\text{Masa molecular NaCl}}$$

Gramos NaCl = $n \times$ M = 0,105 × 40 = **4,2 gramos de NaCl**

Ejercicio 2

Se dispone de un ácido nítrico comercial concentrado al 96,73% en peso y densidad 1,5 g/mL. ¿Cuántos mL del ácido concentrado serán necesarios para preparar 0,2 L de disolución 1,5 M de dicho ácido? (Masa molar (HNO_3) = 63 g/mol).

Solución

Primeramente calcularemos los mol de ácido puro que necesitamos:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

$$\text{mol } HNO_3 = M \times \text{V} = 1{,}5\ M \times 0{,}2 \text{ L} = 0{,}3 \text{ mol } HNO_3$$

Ahora calculamos la masa en g correspondiente:

$$0{,}3 \text{ mol } HNO_3 \times \frac{63 \text{ g}}{1\ mol} = 18{,}9 \text{ g } HNO_3$$

Como el ácido comercial del que disponemos no es puro, sino del 96,73 % necesitaremos pesar:

100 g ácido comercial → 96,73 g ácido puro
X g ácido comercial → 18,9 g ácido puro

$$\frac{\text{100 g del ácido comercial}}{\text{96,73 g ácido puro}} = \frac{\text{X}}{\text{18,9 g ácido puro}}$$

X = 19,54 g ácido comercial

Como necesitamos averiguar el volumen en mL que hemos de coger, utilizamos la densidad del ácido comercial:

$$d \text{ (g/mL)} = \frac{\text{m (g)}}{\text{V (mL)}}; \qquad \text{V (mL)} = \frac{19{,}54 \text{ g}}{1{,}5 \text{ g/mL}} = 13 \text{ mL}$$

V = 13 mL de ácido

5.3. Normalidad

La **Normalidad** de un componente *B*, es el número de equivalentes-gramo de dicho componente (soluto) que hay por cada litro de disolución. Se expresa en equivalentes-g/L y se representa por la letra *N*.

Normalidad. Es el número de equivalente-gramo contenidos en un litro de disolución.

$$N = \frac{\text{n.º equivalentes soluto}}{\text{V (L) disolución}}$$

— **Número de Equivalentes**

Equivalente-gramo o simplemente equivalente es el número de gramos igual al peso equivalente.

$$\text{Equivalente} = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{valencia}}$$

En los **ácidos y bases** el equivalente son los gramos de ácido o base capaces de producir un mol de H^+ o un mol de OH^-, respectivamente.

$$\text{Equivalente} = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{n}}$$

siendo «n» el n.º de H^+ u OH^-, que puede producirse por molécula y «Mm» la masa molar.

Por ejemplo, tenemos:

— HCl: 1 H^+/mol = 1equivalente/mol

— H_2SO_4: 2 H^+/mol = 2 equivalentes/mol

— NaOH: 1 OH^-/mol = 1 equivalente/mol

— $Ca(OH)_2$: 2 OH^-/mol = 2 equivalentes/mol

Sí, por ejemplo, queremos calcular la normalidad del $Mg(OH)_2$ disuelto en 1 litro de agua, lo primero que tenemos que hacer es calcular la masa molar del compuesto que es Mm $Mg(OH)_2$ = 58, y como tiene 2 OH^-, el Equivalente del $Mg(OH)_2$ será:

$$\text{Equivalente } Mg(OH)_2 = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{n}} = \frac{58}{2} = 29$$

Ahora ya podemos calcular la Normalidad, es decir la cantidad de equivalentes químicos de soluto que hay por cada litro de disolución:

$$N = \frac{\text{N.º Eq}}{\text{V (L)}} = \frac{\text{29 eq}}{\text{1 L}} = 29$$

Si fuera una **sal**, la cantidad de equivalentes por mol será igual a la carga total positiva o negativa**.** En este caso, por ejemplo, tenemos:

— Na_2S: $1^+ \times 2 = 2$ (del sodio) = 2 equivalentes/mol

— Al_2S_3: $3^+ \times 2 = 6$ (del aluminio) = 6 equivalentes/mol

Así, si la cantidad de equivalentes químicos de la sal $CuSO_4$ (sulfato de cobre) es de 39 en una disolución del mismo 1*N* y queremos saber el volumen de disolvente que hay, lo primero que tenemos que hallar es la masa molar del $CuSO_4$ = 159 g/mol, y como $CuSO_4$: 2^+ del Cu, tenemos que: Eq = 159 / 2 = 79,5, luego podemos calcular el volumen de disolvente mediante la expresión siguiente:

$$N = \frac{\text{N.º Eq}}{\text{V (L)}}; \quad \text{V(L)} = \frac{\text{Eq}}{N} = \frac{79{,}5}{39} = 2{,}03 \text{ L}$$

Para saber cuántos equivalentes se tienen en una determinada masa de soluto, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Identificar qué tipo de sustancia es y en base a ello cuántos equivalentes se tienen por cada mol.
2. Utilizando la masa molar (Mm), hallar el peso de cada equivalente denominado **Peso equivalente**, que se define como el peso de un equivalente → **Peq = g / eq**
3. Con el peso equivalente, averiguar cuántos equivalentes hay en la masa dada.

La Normalidad es siempre un múltiplo entero sencillo de la Molaridad, puesto que en un mol de sustancia debe haber un número entero sencillo de equivalentes-gramo. En los compuestos monovalentes, la normalidad y la molaridad coinciden, y en los polivalentes (di, tri, etc.) la normalidad será tantas veces mayor que la molaridad como indique el valor de la valencia o número de equivalencia:

Normalidad (*N*) = Molaridad (*M*) × valencia

Ejemplos

1. Calcular la Normalidad del H_3BO_3 disuelto en 500 mL de agua. (Masas atómicas: H = 1; B = 11; O = 16).

Solución

Primero calculamos la Masa molar del $H_3BO_3 = (1 \times 3) + (11 \times 1) + (16 \times 3)$ = 62 g/mol.

A continuación, se calcula el Equivalente del H_3BO_3 como es una sal +3, luego:

$$\text{Equivalente } H_3BO_3 = \frac{62 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 20{,}6$$

Ahora ya podemos calcular la Normalidad mediante la expresión de N y sustituyendo los datos:

$$N = \frac{\text{N.º Eq}}{\text{V (L)}} = \frac{20{,}6 \text{ eq}}{500 \text{ L}} = 41{,}2$$

$$N = 41{,}2$$

que será la cantidad de equivalentes químicos de soluto que hay por cada litro de disolución.

2. Se tienen 5 gramos de AlF_3 en 250 mL de disolución, ¿cuál será la Normalidad de esta disolución? (Masas atómicas: F = 19; Al =27).

Solución

El compuesto AlF_3 es una sal y como el aluminio tiene carga 3^+ y tenemos solo 1, la carga total **+ será 3**, por lo que cada mol dará 3 equivalentes:

$$1 \text{ mol} \rightarrow 3 \text{ Equivalentes}$$

Masa Molar AlF_3 = 27 + (19 × 3) = 84 g / mol, y como cada mol da 3 equivalentes, el peso de cada uno de ellos será:

$$\text{Peso Eq} = \frac{84 \text{ g/mol}}{3 \text{ eq/mol}} = 28 \text{ g/eq}$$

Para hallar el n.º equivalentes existentes en 5 gramos de sustancia del enunciado, se debe considerar cuántos gramos tiene cada equivalente (Peso Equivalente):

$$\frac{5 \text{ g}}{28 \text{ g/eq}} = 0{,}18 \text{ equivalentes}$$

Por último, si se conoce el volumen final de la disolución se puede calcular la Normalidad.

Para 250 mL (0,25 L) se tendría:

$$N = \frac{\text{N.º equivalentes soluto}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{0{,}18 \text{ eq}}{0{,}25 \text{ L}} = 0{,}72\ N$$

$$N = 0{,}72$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué volumen de disolución 0,75 N podría prepararse con 500 g de Na_2SO_4? (Masas atómicas: Na = 23; O = 16; S = 32).

Solución

La masa molar del Na_2SO_4 = (23 × 2) + (32) + (16 × 4) = 142 g/mol.

Por definición tenemos que:

$$n = \frac{\text{gramos NaCl}}{\text{Masa molecular NaCl}}$$

$$n = \frac{\text{gramos } Na_2SO_4}{\text{Masa molecular } Na_2SO_4} = \frac{500 \text{ g } Na_2SO_4}{142 \text{ g/mol } Na_2SO_4} = 3{,}52 \text{ mol } Na_2SO_4$$

Como sabemos que:

$$\mathbf{N} = M \times \mathbf{v}$$

y la valencia de este compuesto es +2.

$$M = \frac{N}{v} = \frac{0{,}75 \text{ N}}{2} = 0{,}375\, M$$

$$M = \frac{n}{V}; \quad V = \frac{n}{M} = \frac{3{,}52 \text{ mol}}{0{,}375 \text{ M}} = 9{,}38 \text{ L}$$

V = 9,38 L

Ejercicio 2

Calcular la Normalidad de medio litro de una disolución que contiene 5,6 g de HCl, sabiendo que su riqueza es del 38% y su densidad es de 1,25 g/mL. (Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1).

Solución

Primero tenemos que hacer el cálculo de los gramos reales que hay de HCl:

$$100 \text{ g HCl} \rightarrow 5{,}6 \text{ g HCl}$$
$$38 \text{ g HCl} \rightarrow X \text{ g HCl}$$

X = 2,12 g reales de HCL

A continuación, convertimos los gramos a mol, para ello calculamos la Masa Molar HCl = 35, 5 + 1 = 36,5 g/mol, y aplicamos la expresión siguiente:

$$n = \frac{\text{gramos HCl}}{\text{Masa molecular HCl}} = \frac{2{,}12 \text{ g HCl}}{36{,}5 \text{ g/mol}} = 0{,}058 \text{ mol}$$

$$M = \text{Molaridad} = \frac{\text{n.º de mol soluto}}{\text{n.º de litros disolución}}$$

$$M = \frac{0{,}058 \text{ mol HCl}}{0{,}5 \text{ L HCl}} = 0{,}117\, M \text{ HCl}$$

Por definición:

$$\mathbf{N} = M \times \mathbf{v}$$

Como la valencia del HCl es +1:

$$N = 0{,}117\, M \times 1 = \mathbf{0{,}117}\, N$$

5.4. Molalidad

La **Molalidad** de un componente *B* de una disolución, es el número de mol de dicho componente que hay en 1 kilogramo del disolvente (no de la disolución), y se representa por el símbolo m_B.

Hay que recordar que en el caso de la Molaridad se disuelve 1 mol de soluto en la cantidad necesaria de disolvente para completar 1 litro de disolución (Figura 36), mientras que en este segundo caso de Molalidad, se disuelve 1 mol de soluto en 1 kg de disolvente.

$$m = \frac{\text{cantidad de soluto (en mol)}}{\text{masa de disolvente (en kg)}}$$

Molalidad. Es el número de mol de soluto que hay por cada 1000 g (1 kg) de disolvente.

Ejemplo

1. ¿Cuál es la molalidad de una disolución de 3,2 g de CH_3OH en 200 g de agua? (Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16).

Solución

Masa Molar del soluto = 12 + (4 × 1) + 16 = 32 g/mol.

$$n\text{ (mol soluto)} = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{Masa molecular soluto}} = \frac{3{,}2\text{ g}}{32\text{ g/mol}} = 0{,}1\text{ mol}$$

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{0{,}1\text{ mol soluto}}{0{,}2\text{ kg disolvente}} = 0{,}5\ m$$

$$\boldsymbol{m = 0{,}5}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Calcular la molalidad del azúcar en una disolución formada por 684 g de azúcar y 900 g de agua. (Masa molar: azúcar = 342 g/mol, agua = 18 g/mol).

Solución

Primero tenemos que calcular los mol de azúcar:

$$n\text{ (mol azúcar)} = \frac{\text{gramos azúcar}}{\text{Masa molar azúcar}} = \frac{684\text{ g}}{342\text{ g/mol}} = 2\text{ mol}$$

Estos 2 mol de azúcar están disueltos en 900 g de agua (disolvente), por tanto la molalidad será:

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{\text{2 mol azúcar}}{\text{0,900 kg agua}} = 2{,}22 \text{ mol/kg}$$

$m = 2{,}22$

Ejercicio 2

Calcular la molaridad y molalidad de una disolución de K_2CO_3 que contiene un 22% en peso de la sal y tiene una densidad de 1,24 g/mL? (Masas atómicas: C = 12, O = 16; K = 39).

Solución

Molaridad *(M)* son los mol de soluto por litro de disolución y la molalidad *(m)* son los mol de soluto en 1 kg (1000 g) de disolvente o solvente.

En primer lugar calculamos los mol:

Masa molecular $K_2CO_3 = (39 \times 2) + (12) + (16 \times 3) = 138$ g/mol

Por definición de mol:

$$m \text{ (mol)} = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}}$$

Pero como nos indica que contiene un 22% en peso de la sal, significa que hay 22 g de soluto por cada 100 g de disolución, por tanto:

$$138 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$
$$22 \text{ g} \rightarrow \text{X mol}$$

$$\text{X} = 0{,}16 \text{ mol soluto}$$

Si se tienen 100 g de disolución de densidad 1,24 g/mL

$$d = \frac{\text{m}}{\text{V}}; \quad \text{V} = \frac{100 \text{ g}}{1{,}24 \text{ g/mL}} = 80{,}6 \text{ mL disolución}$$

$$M = \frac{n \text{ (mol soluto)}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{0{,}16 \text{ mol soluto}}{0{,}086 \text{ L disolución}} = 1{,}86\ M$$

$M = 1{,}86\ M$

Para calcular la molalidad (*m*) tenemos que conocer los gramos de disolvente que se tienen en 22 g de soluto y 100 g de disolución.

$$\text{Disolvente} = \text{disolución} - \text{soluto}$$
$$\text{Disolvente} = 100 \text{ g disolución} - 22 \text{ g soluto} = 78 \text{ g de disolvente}$$

$$m = \frac{n \text{ (mol soluto)}}{\text{kg disolvente}} = \frac{0{,}16 \text{ mol soluto}}{0{,}078 \text{ kg disolvente}} = 2{,}05\ m$$

$m = 2{,}05$

5.5. Fracción molar

La **Fracción molar** es una unidad química que nos expresa la proporción en que se encuentran los mol de soluto con respecto a los mol totales de disolución. Así, la fracción molar de un componente *B* es el número de mol de dicho componente, n_B, dividido por el número total de mol, *n*, de todos los componentes de la disolución, y se representa por el símbolo x_B.

Fracción Molar de un soluto. Es la relación entre el número de mol del soluto (n_s) y el número total de mol de la disolución (soluto y disolvente).

$$x_{soluto} = \frac{n \text{ mol soluto}}{n \text{ mol soluto} + n \text{ mol disolvente}}$$

$$x_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{disolvente}}$$

La fracción molar del disolvente se define de forma análoga, es la relación entre el número de mol del disolvente y el número total de mol de la disolución.

La suma de la fracciones molares de todos los componentes de la disolución ha de ser igual a la unidad: $x_s + x_d = 1$.

$$x_{i1} + x_{i2} + \ldots\ldots\ldots\ldots + x_{in} = \sum_{i=1}^{n} x_i = 1$$

Sumatoria de fracciones molares

Ejemplo

1. Determinar la fracción molar del soluto de una disolución hecha tomando 2 g de $Ca(OH)_2$ y disolviendo en 200 cm^3 de agua. (Masas atómicas: Ca = 40,08; H = 1, O = 16).

Solución

De los datos del enunciado se deduce que en 202 g de disolución hay 2 g de $Ca(OH)_2$.

Masa molar $Ca(OH)_2 = 40{,}08 + (2 \times 1) + (2 \times 16) = 74$ g/mol

Como 1 mol de $Ca(OH)_2$ es igual a 74 g, los 2 g serán:

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{2 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 0{,}027 \text{ mol}$$

De la misma forma, si la Masa molar del agua, H_2O = 18 g/mol, los 200 g de agua son: 200 / 18 = 11,11 mol.

La fracción molar del soluto será pues:

$$x_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{disolvente}} = \frac{0,027}{0,027 + 11,11} = 0,0024$$

$$\mathbf{x_s = 0,0024}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si tenemos 3,42 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$, 342 g/mol) disueltos en 18,0 g de agua, H_2O, (18,0 g/mol), ¿cuáles son la fracciones molares de cada uno de los componentes? (Masas atómicas: H = 1; C = 12, O = 16).

Solución

A partir de las masas molares y de las masas es posible encontrar que la disolución contiene 0,0100 mol de sacarosa y 1,00 mol de agua.

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{gramos}}{\text{Masa molar}} = \frac{3,42 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ mol}$$

Entonces:

$$X_{soluto} = \frac{\text{n.° mol soluto}}{\text{n.° mol totales}}$$

$$X_{sacarosa} = \frac{0,0100}{1,00 + 0,01} = 0,0099$$

$$X_{agua} = \frac{1,00}{1,00 + 0,01} = 0,99$$

$$\mathbf{x \text{ (agua)} = 0,99}$$

$$\mathbf{x \text{ (sacarosa)} = 0,0099}$$

Ejercicio 2

Se disuelven 25 g de metanol, CH_3OH, en 50 g de H_2O. Calcular la fracción molar del metanol y del agua en la disolución. (Pesos moleculares: H_2O = 18 g/mol; CH_3OH = 32 g/mol).

Solución

Primero calculamos el número de mol que hay de agua y metanol, y después se aplica la expresión de la fracción molar de cada componente de la disolución, es decir:

$$n_{agua} = \frac{50 \text{ g } H_2O}{18,0 \text{ g/mol}} = 2,78 \text{ mol}, \qquad n_{Metanol} = \frac{25 \text{ g } CH_3OH}{32 \text{ g/mol}} = 0,78 \text{ mol}$$

$$X_{Agua} = \frac{\text{n.º mol soluto}}{\text{n.º mol totales}} = \frac{2,78 \text{ mol}}{2,78 \text{ mol} + 0,78 \text{ mol}} = 0,78$$

$$X_{Metanol} = \frac{\text{n.º mol soluto}}{\text{n.º mol totales}} = \frac{0,78 \text{ mol}}{2,78 \text{ mol} + 0,78 \text{ mol}} = 0,22$$

***x* (agua) = 0,78**

***x* (metanol) = 0,22**

5.6. Porcentaje en peso o en masa

Porcentaje en peso o mejor expresado **porcentaje en masa** es la masa de cada uno de los solutos (expresada en gramos) que hay en 100 gramos de disolución (Porcentaje peso/peso (% m/m)). Así, cuando se dice que una disolución de alcohol es del 96% se quiere indicar que en 100 g de disolución hay 96 g de alcohol y 4 g de agua (96 g + 4 g = 100 g), NO que hay disueltos 96 g del alcohol en 100 g de agua.

$$(\text{Porcentaje en masa})_{soluto} + (\text{Porcentaje en masa})_{disolvente} = 100$$

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100$$

Porcentaje en masa. Es el número de gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

Ejemplo

1. ¿Cuál es el % en masa de NaCl en una disolución de 20 g de NaCl en 180 g de H_2O?

Solución

La respuesta debe ser «cuántos gramos de NaCl hay en 100 g de disolución».

En el enunciado nos dice que tenemos 20 g NaCl + 180 g H_2O = 200 g disolución.

$$X \text{ NaCl} = \frac{20 \text{ g NaCl}}{200 \text{ g disolución}} \times 100 \text{ g disolución} = 10 \text{ g NaCl}$$

De manera que el **NaCl está al 10%** en la disolución.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Se disuelven 20 g de NaOH en 560 g de agua (H_2O). Calcular: *a)* la concentración de la disolución en % en masa y *b)* su molalidad. (Masas atómicas: Na = 23, O =16, H =1).

Solución

a) Concentración de la disolución en % en masa.

$$\%\text{NaOH} = \frac{\text{m (g) NaOH}}{\text{m (g) disolución}} \times 100$$

En el enunciado nos dice que tenemos 20 g NaOH + 560 g H_2O = 580 g disolución.

$$\%\text{NaOH} = \frac{\text{20 g NaOH}}{\text{580 g disolución}} \times 100$$

% NaOH = 3,45

b) Primeramente calculamos los mol que son los 20 g de soluto:

$$\text{40 g NaOH} \rightarrow \text{1 mol NaOH}$$
$$\text{20 g NaOH} \rightarrow \text{X mol NaOH}$$

$$\frac{\text{1 mol NaOH}}{\text{40 g NaOH}} = \frac{\text{X}}{\text{20 g}}$$

$$\text{X} = 0{,}5 \text{ mol}$$

$$m = \frac{\text{mol NaOH}}{\text{m kg disolvente}} = \frac{0{,}5 \text{ mol}}{0{,}56 \text{ kg}} = 0{,}89$$

***m* = 0,89**

5.7. Porcentaje en volumen

Porcentaje Volumen/Volumen (V/V)

$$\% = \frac{\text{Volumen de soluto}}{\text{Volumen de disolución}} \times 100$$

Porcentaje Peso/Volumen (P/V)

$$\% = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{Volumen total de disolución}} \times 100$$

Ejemplo

1. Si tenemos 5 g de un soluto que se disuelven en agua suficiente como para completar 150 mL de disolución. Calcular el % P/V.

Solución

$$\%\frac{P}{V} = \frac{\text{m (g) soluto}}{\text{V (L) disolución}} \times 100 = \frac{5\text{ g}}{150\text{ mL}} \times 100 = 3{,}33\%$$

Se debe recordar que el volumen que se debe utilizar no es el del disolvente, sino el de la disolución.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

¿Qué porcentaje en volumen tendrá una disolución obtenida disolviendo 80 mL de metanol en 800 mL de agua? (Suponer que los volúmenes son aditivos).

Solución

$$\%\frac{V}{V} = \frac{\text{V (L) soluto}}{\text{V (L) disolución}} \times 100$$

Como hemos supuesto, según el enunciado, que los volúmenes son aditivos, tenemos que:

$$V_{disolución} = V_{soluto} + V_{disolvente} = 80\text{ mL} + 800\text{ mL} = 880\text{ mL}$$

$$\%\frac{V}{V} = \frac{\text{V (L) soluto}}{\text{V (L) disolución}} \times 100 = \frac{80\text{ mL}}{880\text{ mL}} \times 100 = 9{,}91\%$$

El porcentaje en volumen de la disolución preparada es de 9,1%.

6. PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES: PRESIÓN DE VAPOR, VARIACIÓN DE LOS PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN, ÓSMOSIS

6.1. Propiedades coligativas de las disoluciones

Al disolver un soluto en un disolvente algunas propiedades de éste se modifican. Estas modificaciones pueden estar relacionadas con la concentración del soluto o con la naturaleza del mismo.

Teniendo en cuenta esto, las propiedades de las disoluciones se clasifican en dos grandes grupos:

— **Propiedades constitutivas***:* son aquellas que dependen de la *naturaleza de las partículas* disueltas. Ejemplo: viscosidad, densidad, conductividad eléctrica, etc.

— **Propiedades coligativas***:* son aquellas que dependen del *número de partículas* (moléculas, átomos o iones) disueltas en una cantidad fija de solvente (mayor o menor concentración). La presencia de un soluto en un disolvente modifica las propiedades de éste, como su presión de vapor, puntos de fusión y ebullición y presión osmótica. Estas propiedades se llaman coligativas, porque todas ellas dependen de la concentración de partículas del soluto y no de su naturaleza o tamaño. Estas propiedades y sus posibles variaciones están regidas por leyes que únicamente se cumplen con exactitud en las llamadas **disoluciones ideales**, que son aquellas en las que: *i)* las partículas del soluto son perfectamente elásticas, *ii)* las partículas del soluto están tan alejadas entre sí que no existen fuerzas atractivas entre ellas y *iii)* la disolución ha de ser lo suficientemente diluida como para que el volumen del soluto sea despreciable frente al del disolvente.

6.2. Presión de vapor

Como ya hemos visto en el apartado 2 de este Tema, cuando se evapora un líquido algunas de las moléculas existentes en su superficie adquieren la energía necesaria para abandonar la masa líquida y pasar a la fase gaseosa. Cuando se alcanza un equilibrio entre el líquido y su vapor, éste ejerce una determinada presión, llamada *presión de vapor*.

Se ha comprobado experimentalmente que las disoluciones que contienen sólidos o líquidos *no volátiles* como solutos, tienen siempre presiones de vapor inferiores a las de los disolventes puros, P^0. Ello se debe a que las moléculas del soluto (no volátil), simplemente por ocupar un lugar entre las moléculas del disolvente, estorban el escape de moléculas de éste, con lo que la evaporación se reduce y la presión de vapor, disminuye, pues la presión de vapor de un líquido (el disolvente) depende de la facilidad con que las moléculas son capaces de escapar de la superficie del mismo, puesto que hemos supuesto que el soluto no es volátil.

Cuando hay un soluto disuelto en un líquido, parte del volumen total de la disolución está ocupado por las moléculas del soluto y, por tanto, hay menos moléculas de disolvente por unidad de área en la superficie, y las moléculas de disolvente se vaporizan a menor velocidad que en ausencia de soluto. Esto produce un descenso de la presión de vapor del disolvente, que es una propiedad coligativa, ya que es función del número y no de la clase de partículas de soluto presentes en disolución.

Las disoluciones de gases o de líquidos volátiles producen un aumento de la presión de vapor con respecto al disolvente puro.

La expresión cuantitativa del descenso de la presión de vapor de las disoluciones que contienen solutos no volátiles esta dada por la **Ley de Raoult** (*Francois Marie Raoult, 1885*) que nos dice que: *la presión parcial de vapor, P_i, de un componente, i, de una disolución, es proporcional a su fracción molar, x_i.*

Así, por ejemplo, en la Figura 37 vemos que en una disolución de moléculas grises (disolvente) y moléculas azules (soluto), no hay tantas moléculas grises en dis-

posición de abandonar la superficie del líquido, a la vez que las moléculas de soluto ejercen fuerzas atractivas sobre las de disolvente, dificultando su paso a vapor. Por ello, la presión de vapor de las moléculas grises (o del disolvente) en la disolución debe ser inferior a la que muestran cuando están puras. De este análisis, cobra sentido que la presión de vapor de las moléculas grises en la disolución sea proporcional al número relativo de esas moléculas en la disolución, es decir, a la fracción molar (Ley de Raoult).

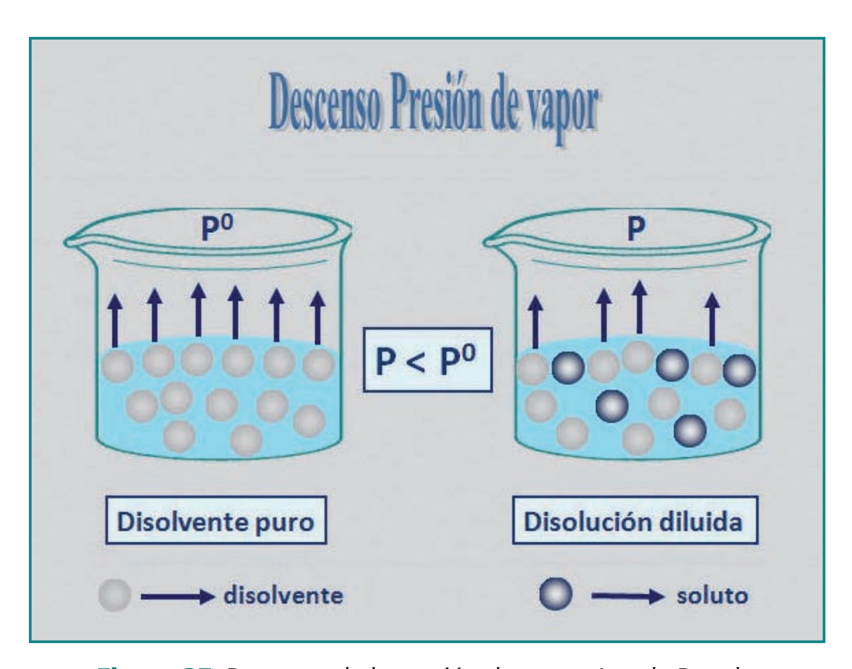


Figura 37. Descenso de la presión de vapor: Ley de Raoult.

La Ley de Raoult es una ley *aproximada*, que corresponde a una visión simplificada de una disolución. Una *Disolución Ideal* es aquella que cumple la Ley de Raoult, es decir, la presión de vapor depende linealmente de la fracción molar. Una disolución ideal es aquella en la que las fuerzas intermoleculares soluto-soluto y disolvente-disolvente son del mismo orden. Es evidente que si hay iones en disolución, las primeras superan con creces a las segundas. Por eso, cuanto más diluida sea la disolución más se acercará al comportamiento ideal. En la práctica son pocas las disoluciones que obedecen exactamente a la Ley de Raoult en todo el intervalo de concentraciones.

Ley de Raoult (para un soluto no volátil). La disminución de la presión de vapor de un disolvente, ΔP, es directamente proporcional al número de mol de soluto no volátil disuelto en un peso definido de disolvente, fracción molar del soluto, x_S.

$$\Delta P = x_s \times P^0$$

donde P^0 es la presión de vapor del disolvente puro. Es decir que la presión de vapor del soluto crece linealmente con su fracción molar.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Si al agregar 27,77 g de una sustancia a 200 cm^3 de agua, la presión de vapor baja de 23,76 mm Hg a 22,81 mm Hg, ¿cuál será la masa molecular de la sustancia? (Masas atómicas: H = 1, O = 16).

Solución

Primeramente se halla la fracción molar de la sustancia disuelta teniendo en cuenta la **Ley de Raoult:**

$$\Delta P = X_S . P^0$$

$$23{,}76 - 22{,}81 = X_S . 23{,}76 \rightarrow X_S = 0{,}04$$

Como la masa molar del H_2O es igual a 18 g/mol los 200 cm^3 de agua corresponden a 11,10 mol.

Teniendo en cuenta la expresión de la fracción molar de un soluto y llamando n_s al número de mol de la sustancia problema, tendremos:

$$x_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{disolvente}}$$

$$0{,}04 = n_s / (n_s + 11{,}10) \rightarrow n_s = 0{,}46 \text{ mol}$$

Y al ser ese número de mol igual a 27,77 g de la sustancia (de acuerdo con el enunciado), un mol de la misma valdrá:

0,46 mol → 27,77 g sustancia
1 mol → X g sustancia

$$\frac{0{,}46 \text{ mol}}{27{,}77 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{X} \rightarrow X = 60{,}3 \text{ g}$$

Por lo tanto:

Masa molecular = 60,3 g

6.3. Variación de los puntos de fusión y ebullición

La disminución de la presión de vapor por efecto del soluto repercute de modo directo en los puntos de fusión y ebullición, disminuyendo el primero y aumentando el segundo.

Como acabamos de ver, si un disolvente líquido lleva una sustancia (soluto no volátil) en disolución, su presión de vapor disminuye y, en consecuencia, necesitará mayor temperatura para conseguir la presión de vapor que necesita para la ebullición. Por ello, una disolución acuosa no tendrá a 100 °C una presión de vapor de una atmósfera (760 mmHg), sino inferior (Figura 38), entonces, para que hierva se tendrá que seguir calentando para alcanzar dicha presión. Por la misma causa, se produce

un descenso del punto de congelación. El resultado es un ensanchamiento en el intervalo de temperaturas en el que el líquido puede existir, aumentando por arriba el punto de ebullición y disminuyendo por abajo el punto de congelación o de solidificación (igual al punto de fusión).

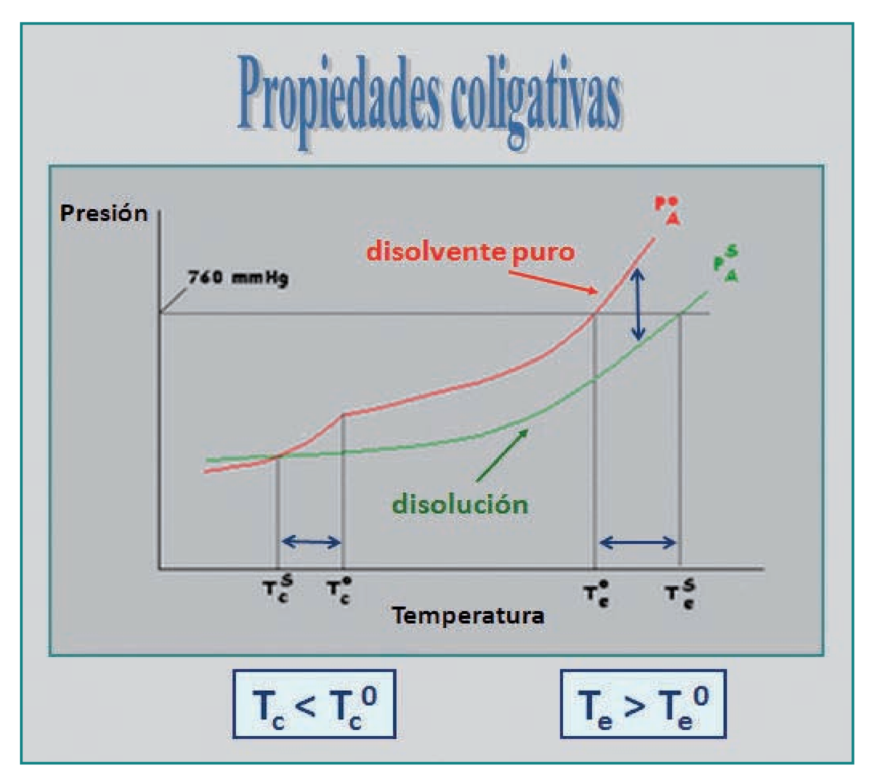


Figura 38. Variación en los puntos de ebullición y congelación.

El descenso del punto de fusión, ΔT_f y el aumento del punto de ebullición, ΔT_e, de la disolución dependen de la concentración del soluto y de la naturaleza del disolvente.

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f \rightarrow T_f^0 > T_f$$

$$\Delta T_e = T_e - T_e^0 \rightarrow T_e > T_e^0$$

En 1884 Raoult, como consecuencia de sus observaciones experimentales en disoluciones diluidas, no iónicas ni volátiles, enuncio la siguiente Ley:

Ley de Raoult. En disoluciones diluidas (no iónicas ni volátiles) el aumento en el punto de ebullición —aumento ebulloscópico— y el descenso en el punto de congelación —descenso crioscópico— del disolvente son directamente proporcionales a la molalidad de la disolución.

$$\Delta T_e = K_e \times m \qquad \Delta T_f = K_e \times m$$

en donde m es la molalidad de la disolución y K_c *y* K_e son, respectivamente, la **constante crioscópica molal y** la **constante ebulloscópica molal**, ambas propias del disolvente y no dependen de la naturaleza del cuerpo disuelto.

Los conocidos anticongelantes, utilizados para evitar la congelación del agua de los radiadores de los automóviles, tienen su fundamento en este descenso que acabamos de ver del punto de congelación de un disolvente al formar una disolución. Dichas sustancias no son más que solutos fácilmente solubles en agua, lo más baratos posibles y que no produzcan corrosión. Este descenso del punto de congelación de las disoluciones es también el fundamento de las mezclas frigoríficas, utilizadas para obtener temperaturas inferiores a los 0 °C. Así, si utilizamos sólo hielo, no se puede conseguir una temperatura inferior a los cero grados, pero si este hielo lo mezclamos con sal común, se puede llegar a obtener temperaturas mucho más bajas, hasta los -20 °C.

Las variaciones de los puntos de fusión y ebullición, que se miden más fácilmente que el descenso de la presión de vapor, proporcionan un buen método para el cálculo de pesos moleculares de solutos.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Una disolución que contiene 4,50 g de una sustancia «no electrolito» disuelta en 125 g de agua congela a -0,372 °C. Calcular la masa molecular aproximada del soluto. (Constante crioscópica molal del agua, K_c = 1,86).

Solución

La disolución de un soluto no volátil en un disolvente hace que el punto de congelación de éste descienda; este fenómeno recibe el nombre de crioscopía, y la fórmula que lo regula es:

$$\Delta T_c = K_c \times m$$

siendo ΔT_c la variación del punto de congelación del disolvente; K_c la constante crioscópica molal del disolvente, que nos indica el valor del descenso del punto de congelación cuando se tiene una disolución 1 molal. Es característico de cada disolvente, y para el caso del agua vale 1,86°C, y m es la molalidad de la disolución.

Aplicando directamente la fórmula de ΔT_c, en la cual desarrollamos la expresión que nos da la molalidad:

$$m = \frac{n \text{ mol soluto}}{\text{kg disolvente}} \text{ y como } n \text{ (mol)} = \frac{\text{gramos soluto}}{\text{Masa molar soluto}}$$

$$\Delta T_c = K_c \times m = K_c \frac{\text{g soluto} / \text{masa molar soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

$$0 - (-0{,}372) = 1{,}86 \times \frac{4{,}50 \text{ g soluto} / \text{masa molar soluto}}{0{,}125 \text{ kg disolvente}}$$

Masa molar = 180 g/mol

Ejercicio 2

La disolución formada al disolver 13,1 g de un azúcar en 75 cm^3 de agua, congela a -1,80 °C: *a)* ¿cuál es el peso molecular del azúcar, *b)* si su fórmula empírica es CH_2O, ¿cuál es su fórmula molecular? (Datos: Masas atómicas: C = 12, O = 16, H =1; Constante crioscópica molal del agua, K_c = 1,86).

Solución

a) La disolución de un soluto no volátil en un disolvente hace que el punto de congelación de éste descienda y la fórmula que lo regula es:

$$\Delta T_c = K_c \times m$$

A partir de esta expresión podemos calcular la *molalidad* de la disolución:

$$\Delta T_f = K_c \times m \rightarrow 1{,}80 = 1{,}86 \times m$$

$$m = \textbf{0,97 mol azúcar / 1000 g agua}$$

La relación en masa soluto-disolvente por cada 1000 g de éste es:

$$\frac{75 \text{ g agua}}{13{,}1 \text{ g azúcar}} = \frac{1000 \text{ g agua}}{X \text{ g azúcar}}; \quad X = 174{,}6 \text{ g azúcar / 1000 g agua}$$

De acuerdo con los cálculos realizados anteriormente, estos 174,6 g de azúcar son 0,97 mol, por lo que un mol de azúcar valdrá:

$$\frac{0{,}97 \text{ mol}}{174{,}6 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{X}; \quad X = 180 \text{ g}$$

Masa molar = 180 g

b) Por lo que: **M = 180,** y como sabemos que la fórmula empírica $(CH_2O)_n$ = fórmula molecular, para calcular el valor de n, sabemos que la masa de la fórmula empírica = 12 + (2 × 1) + 16) = 30, y la masa de la fórmula molecular es 180 (esta cantidad contiene 6 veces la fórmula empírica (CH_2O = 30), luego n = 6 y la **fórmula molecular** será: $(CH_2O)_6$ = $\mathbf{C_6H_{12}O_6}$

Fórmula molecular: $C_6H_{12}O_6$

6.4. Ósmosis

La **ósmosis** es un proceso espontaneo mediante el cual las moléculas de disolvente pasan desde una disolución de menor concentración a otra de mayor concentración, a través de una membrana semipermeable (Figura 39, página 260).

Una **membrana semipermeable** es una delgada película que separa dos disoluciones y que permite solamente el paso de las moléculas pequeñas de disolvente a

través de sus poros, pero se lo impide a las moléculas más grandes de la sustancia disuelta, el soluto. Hay muchas membranas semipermeables naturales de origen animal o vegetal (como paredes celulares, el conducto intestinal, vejiga de orina, etc), pero también pueden obtenerse artificialmente como el celofán, pergamino, etc.

Ósmosis. El paso de partículas de disolvente a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración.

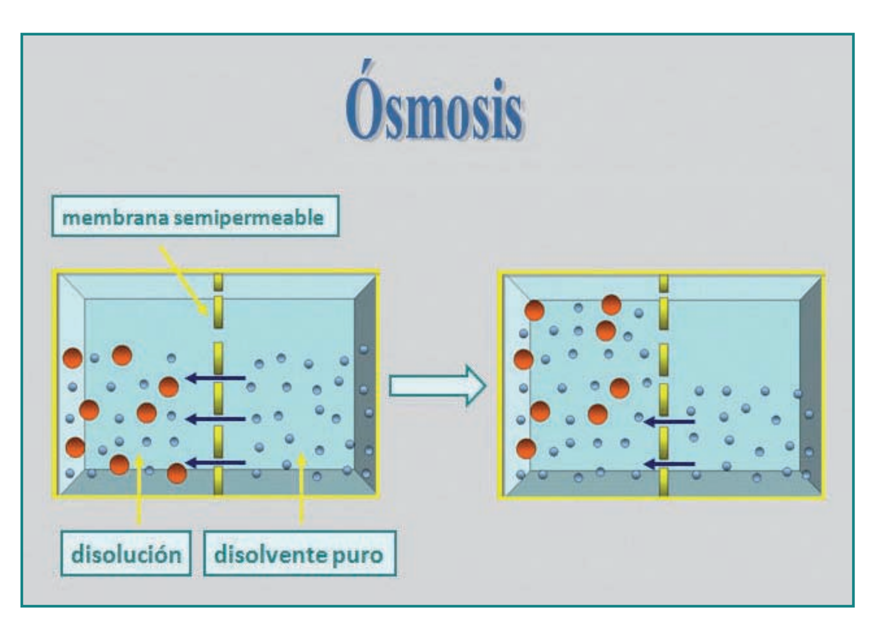


Figura 39. Proceso de ósmosis.

Si disponemos de dos vasos, uno de ellos con un disolvente puro y el otro con una disolución, como acabamos de ver, la presión de vapor en el vaso con disolvente puro es mayor que en el vaso con disolución, por lo que el disolvente puro se evaporará del primero y condensará en el segundo (disolución). Asimismo, si en los dos vasos tenemos dos disoluciones, pero una de ellas más diluida que la otra, la presión de vapor en la disolución diluida es mayor que en la concentrada, por lo que el disolvente se evaporará de la diluida y condensará en la concentrada, *hasta que las concentraciones se igualen*, momento en el que las presiones de vapor serán también iguales. En los ejemplos anteriores, sólo el disolvente es capaz de transferirse a través del espacio, ya que el soluto no es volátil. El mismo efecto puede conseguirse con una membrana semipermeable que sólo deje atravesar las moléculas de disolvente. Ahora el disolvente pasará a la disolución hasta que la presión hidrostática compense la diferencia de presiones de vapor.

Si separamos agua (disolvente puro) y una disolución de azúcar mediante una membrana semipermeable, el agua pasará más rápidamente desde el disolvente puro a la disolución, que a la inversa. La tendencia de las moléculas de agua a atravesar la membrana será proporcional al número relativo de moléculas de agua que haya junto a la membrana (lo mismo que la tendencia a evaporarse de una superficie). Como es lógico, este número será menor en el lado de la disolución, puesto que una parte del área de la membrana estará ocupada por las moléculas del soluto (azúcar), que no pueden atravesarla. Por ello, habrá un mayor flujo de moléculas de agua hacía el

interior de la célula osmótica, lo que hará subir el nivel del líquido hasta que la presión hidrostática compense la diferencia de flujo. Esta presión, es la llamada **presión osmótica, π** (Figura 40), que es otra propiedad coligativa. El proceso global, una vez restablecido el equilibrio, es que parte del disolvente puro pasó a la disolución a través de la membrana. Este fenómeno se conoce con el nombre de *ósmosis*.

La diferencia de niveles marca la presión osmótica, π, que viene dada por una ecuación similar a la de los gases perfectos:

$$\pi \times V = n \times R \times T$$

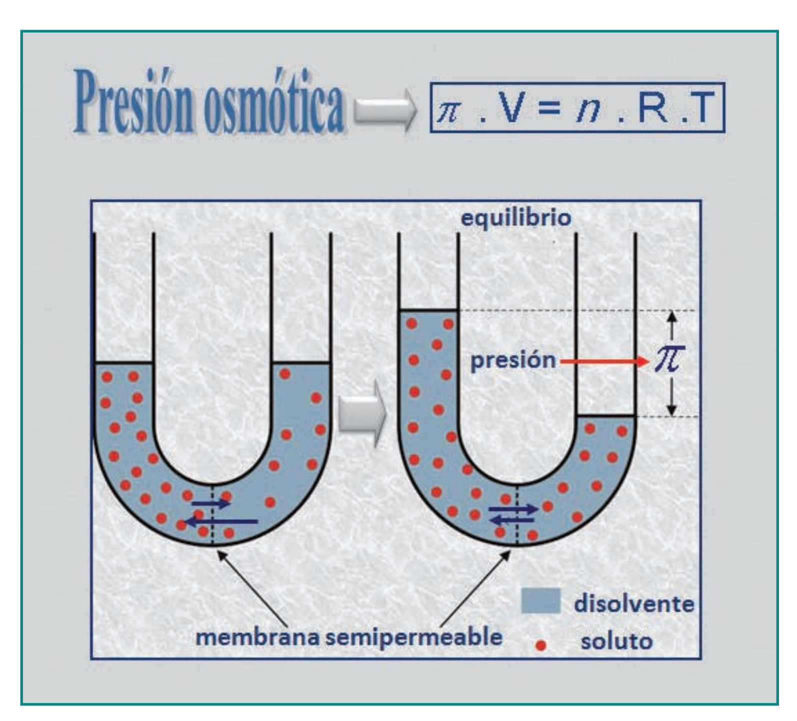


Figura 40. Presión osmótica.

Presión osmótica, π. Es la presión hidrostática producida sobre la superficie de una membrana semipermeable por la ósmosis o también podemos decir que es la diferencia de presión hidrostática entre disolución y disolvente en el equilibrio.

Cuando dos disoluciones tienen la misma presión osmótica se dice que son **isotónicas** o isoosmóticas. Por el contrario, si tienen diferente presión osmótica se denomina **hipertónica** a la de mayor presión osmótica e **hipotónica** a la que tiene menor presión.

La ósmosis juega un papel fundamental en muchos procesos bilógicos de organismos vivos animales y vegetales, puesto que tanto las sustancias de nutrientes como la eliminación de residuos, pasan a través de las paredes celulares, que se comportan como membranas semipermeables a diferentes solutos, permitiendo libremente el paso de agua y algunas moléculas e iones sencillos, pero impidiendo que salgan las moléculas de proteínas y de otros materiales vitales formados en el interior de las células.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Una disolución que contiene 25 g de albúmina de huevo por litro ejerce una presión osmótica de 13,5 mm Hg a 25 °C. Determinar el peso molecular de dicha proteína.

Solución

Utilizando la fórmula de la presión osmótica, calculamos el número de mol de albúmina disuelta que, en las condiciones citadas, originan la presión osmótica de 13,5 mm Hg.

$$\pi \times V = n \times R \times T$$

$$13{,}5 / 760 \text{ atm} \times 1\text{L} = n \times 0{,}082 \text{ atm.L/K.mol} \times (273 + 25) \text{ K}$$

$$n = 7{,}26.10^{-4} \text{ mol}$$

Como estos mol de albúmina son 25 g (según enunciado), es fácil calcular cuánto vale su masa molar:

$$7{,}26.10^{-4} \text{ mol} \rightarrow 25 \text{ g albúmina}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow X \text{ g albúmina}$$

$$\frac{7{,}26.10^{-4} \text{ mol}}{25 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{X \text{ g}}$$

$$X = 34.400 \text{ g}$$

Por tanto, el peso molecular de la albúmina será: **M = 34.400**

Ejercicio 2

Calcular el valor de la presión osmótica que corresponde a una disolución que contiene 2 mol de soluto en un litro de disolución a una temperatura de 17 °C.

Solución

Para determinar la presión osmótica de la disolución, aplicamos las ecuaciones:

$$\pi \times V = n \times R \times T; \quad \pi = \frac{n.R.T}{V}$$

$$\pi = M \,.\, R.T$$

El enunciado nos indica que tenemos 2 mol por litro de disolución, luego es una disolución 2 *M*. Para poder aplicar la ecuación anterior debemos pasar la temperatura a kelvin:

$$T (K) = 17 \text{ °C} + 273{,}15 = 290{,}15$$

$$\pi = M \,.\, R.T = (2 \text{ mol/L}) \times (0{,}082 \text{ atm.L/mol.K}) \times (290{,}15 \text{ K}) = 47{,}585 \text{ atm}$$

$$\pi = 47{,}585 \text{ atm}$$

En este tema tienes que recordar

- **Cero absoluto.** Es la temperatura a la cual cesa el movimiento de las partículas y el nivel de energía es el más bajo posible. El cero absoluto (0 K) corresponde aproximadamente a la temperatura de -273,16 °C. Nunca se ha alcanzado tal temperatura y la termodinámica asegura que es inalcanzable.
- **Disolvente.** Es el componente de una disolución que mantiene el estado físico o se encuentra en mayor proporción.
- **Ecuación de los gases ideales.** Es la ecuación que relaciona la presión, el volumen, la temperatura y el número de mol de una gas, mediante la expresión: $P.V = n.R.T$, donde R es la constante de los gases ideales y tiene un valor de 0,0821 $atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$.
- **Estados de agregación de la materia.** Son tres: sólido, líquido y gaseoso.
  - — *Estado sólido*. Los cuerpos en estado sólido se caracterizan por su forma definida y constante y por su volumen fijo. Los sólidos son prácticamente incompresibles.
  - — *Estado líquido*. Los cuerpos en estado líquido adaptan su forma a la del recipiente que los contiene, su volumen es constante e independiente de la presión. Los líquidos son prácticamente incompresibles, fluidos, tienen capacidad de difusión y presentan tensión superficial.
  - — *Estado gaseoso*. Los cuerpos en estado gaseoso no poseen forma propia, se adaptan a la del recipiente que los contiene. Los gases no tienen volumen fijo, se pueden comprimir y expandir con facilidad, son fluidos y tienen capacidad de compresión.
- **Fracción molar.** Cociente entre el número de mol de un componente de una disolución y en número total de mol presentes en la disolución.
- **Gas.** Es el estado de agregación de la materia que bajo ciertas condiciones de temperatura y presión permanece en estado gaseoso. Las moléculas que constituyen un gas casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven en el vacío a gran velocidad y muy separadas unas de otras. Al encontrarse prácticamente libres, son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos, es decir, ocupan completamente el volumen del recipiente que los contiene. Asimismo, no tienen forma definida, adoptando la de los recipientes que las contiene y pueden comprimirse fácilmente, debido a que existen enormes espacios vacíos entre unas moléculas y otras. Esto nos permite decir que el gas es el estado de agregación de una materia que carece de volumen y de forma propios, algo que le permite diferenciarse de un líquido o de un sólido.
- **Gas ideal.** Es aquel cuyo comportamiento se ajusta exactamente a lo predicho en la ecuación de los gases ideales.
- **Gas real.** Un gas puede ser considerado como real, a elevadas presiones y bajas temperaturas, es decir, con valores de densidad bastante grandes. Por tanto, también los gases reales pueden considerarse como ideales a bajas presiones y altas temperaturas.
- **Ley de Avogadro.** Establece que el número de moléculas contenido en volúmenes iguales de todos los gases, en unas condiciones dadas de presión y temperatura,

es el mismo. *Volúmenes iguales de cualquier gas a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.*

- **Ley de Boyle.** Establece que el volumen de una cantidad dada de gas, que se mantiene a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión. *El volumen ocupado por una determinada masa de gas, cuando la temperatura se mantiene constante, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre él.*

- **Ley de Charles-Gay Lussac.** Establece que el volumen de una cantidad dada de un gas, que se mantiene a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin). *Cuando la masa y la presión de un gas permanecen constante el volumen del gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

- **Ley de Dalton de las presiones parciales.** Establece que, en una mezcla de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases presentes.

- **Líquido.** Estado de agregación de la materia, por el cual sus moléculas se adaptan al receptáculo que las contiene, están cerca unas de otras, con algunos huecos que permiten su fluidez, ejerciendo entre ellas mutuamente fuerzas de cohesión, y tienen tendencia a nivelarse. Sus moléculas tienen menor cohesión que las de los sólidos y mayor que las de los gases. Se hallan en estado líquido el agua, el vino, el vinagre, etc.

- **Molalidad (*m*).** Número de mol de un componente (generalmente el soluto) por kilogramo de disolvente.

- **Molaridad (*M*).** Es la concentración de un soluto en una disolución expresada en número de mol por litro de disolución.

- **Ósmosis.** Es un proceso físico-químico en el que se produce el paso de un disolvente, pero no de soluto, entre dos disoluciones que tienen distinta concentración y que se encuentran separadas por una membrana semipermeable.

- **Presión y Temperatura estándar (PTE).** Son 273,15 K ó 0 °C y 101,33 kPa ó 1 atmosfera ó 760 mmHg.

- **Presión osmótica.** Es la presión que hay que ejercer sobre una disolución para impedir el proceso de ósmosis.

- **Propiedades coligativas de las disoluciones.** Son aquellas propiedades que no dependen de la clase de soluto sino de la cantidad de partículas del mismo, es decir, de su concentración.

- **Sólidos.** Estado de agregación de la materia que mantiene forma y volumen constantes gracias a la gran fuerza de cohesión de sus moléculas**.** Son en general materiales rígidos, densos, fuertes, y con formas definidas, pues sus partículas ocupan lugares determinados, y se disponen en general, ordenadamente, porque se hallan unidas por una gran fuerza de atracción.

- **Soluto.** Es el componente de una disolución que pierde el estado físico o se encuentra en menor proporción en la misma.

- **Temperatura absoluta.** Es el valor de la temperatura medida con respecto a una escala que comienza en el cero absoluto (0 K ó –273,15 °C). En el Sistema Interna-

cional de Unidades se expresa en kelvin, cuyo símbolo es K. La Escala Internacional de Temperatura absoluta (conocida como ITS-90) fue acordada en 1990 y se fijó el punto triple del agua (donde coexisten en equilibrio el agua sólida, líquida y gaseosa) como 273,15 Kelvin por definición.

Resumen de expresiones de la concentración de una disolución

- **% en masa, o pureza, o composición centesimal.**

$$\% \text{ Masa} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100$$

- **% en volumen.**

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

- **Molaridad (*M*).**

$$M = \frac{\text{Mol soluto}}{\text{Litros disolución}} = \frac{\text{Masa soluto}/\text{Masa molar mol}}{\text{Litros Disolución}} = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{M. mol} \times \text{Litros disolución}}$$

- **Normalidad (*N*).**

$$N = \frac{\text{Equivalentes soluto}}{\text{Litros disolución}} = \frac{\text{Masa soluto}/\text{Peso Equivalente}}{\text{Litros disolución}} = \frac{\text{Masa soluto}/\left(\text{M.mol}/\text{valencia}\right)}{\text{Litros disolución}}$$

$$= \frac{\text{Masa soluto x valencia}}{\text{M.mol} \times \text{Litros disolución}}$$

donde la valencia es:

— Para un ácido: el n.º de H en la fórmula.
— Para una base: el n.º de OH en la fórmula.
— Para una Sal: el n.º de cationes por la valencia del catión.

Obsérvese que:

$$\boldsymbol{N = M \times \text{valencia}}$$

- **Molalidad (*m*)**

$$m = \frac{\text{Mol soluto}}{\text{kg disolvente}} = \frac{\text{Masa soluto}/\text{M. mol}}{\text{kg disolvente}}$$

- **Fracción molar (X_i)**

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{Mol soluto}}{\text{Mol totales}}; \qquad X_{\text{disolvente}} = \frac{\text{Mol disolvente}}{\text{Mol totales}}$$

Obsérvese que: $X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$

Desarrollo de competencias

1 Con un manómetro Mc Leod (instrumento empleado para medir presiones muy bajas) comprimimos 500 mL del gas de un recipiente, que se encuentra a baja presión, hasta un volumen de 0,05000 mL. La presión que se encontró en la muestras es de 0,03330 atm. ¿Cuál es la presión del gas en el recipiente?

Solución

Para solucionar este ejercicio tenemos que aplicar la **Ley de Boyle-Mariotte**:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_1 = P_2 \times \frac{V_2}{V_1} = 0{,}0333 \text{ atm.} \times \frac{0{,}500 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} = 0{,}000003 \text{ atm}$$

$$P_2 = 0{,}0$$

2 500 mL de gas se encuentran a 2 atm de presión. Si la temperatura se mantiene constante ¿cuál es el volumen de la muestra a una presión de: *a)* 1 atm; *b)* 5 atm; *c)* 0,500 atm.

Solución

Este ejercicio relaciona presión y volumen, además mantiene la temperatura constante y no dice nada de aumento o disminución de materia por lo que se entiende que la materia se mantiene constante, debido a lo anterior este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Boyle-Mariotte.**

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

a) 1 atm.

$$V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 500 \text{ mL} \times \frac{2 \text{ atm.}}{1 \text{ atm.}} = 1000 \text{ mL}$$

$$V_2 = 1000 \text{ mL}$$

b) 5 atm

$$V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 500 \text{ mL} \times \frac{2 \text{ atm.}}{5 \text{ atm.}} = 200 \text{ mL}$$

$$V_2 = 200 \text{ mL}$$

c) 0,500 atm.

$$V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 500 \text{ mL} \times \frac{2 \text{ atm.}}{0{,}50 \text{ atm.}} = 2000 \text{ mL}$$

$$V_2 = 2000 \text{ mL}$$

3 Un tanque de 10 litros de helio se encuentra a 200 atm. de presión. Con este tanque de helio se llenan globos en un parque y cada globo tiene un volumen de 2 litros y se inflan a 1 atm de presión. ¿Cuantos globos se pueden inflar? (suponga que no hay cambio de temperatura).

Solución

El enunciado nos relaciona la presión y el volumen, mientras que la temperatura es constante y como no dice nada de aumento o disminución de materia se entiende que la materia también es constante, por lo tanto para solucionarlo tenemos que aplicar la **ley de Boyle-Mariotte:**

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 10 \text{ L} \times \frac{200 \text{ atm.}}{1 \text{ atm.}} = 2000 \text{ L}$$

$$V_2 = 2000 \text{ L}$$

Como cada globo, según el enunciado, tiene un volumen de 2 litros, entonces tenemos que:

$$1 \text{ globo} \rightarrow 2 \text{ litros}$$
$$X \text{ globos} \rightarrow 2000 \text{ litros}$$

$$X \text{ globos} = \frac{1 \text{ globo} \times 2000 \text{ L}}{2 \text{ L}} = 1000 \text{ globos}$$

Se pueden inflar 1000 globos

4 34 L de un gas a una presión de 17 atm, y a temperatura constante, experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L. ¿Cuál será la presión que ejerce?

Solución

Presión (P_1) = 17 atm

Volumen (V_1) = 34 L

Volumen (V_2) = 15 L

En este ejercicio se relacionan la presión (P) con el volumen (V), manteniendo la temperatura constante, por lo que para solucionarlo debemos aplicar la **Ley de Boyle-Mariotte** y su ecuación (presión y volumen son inversamente proporcionales):

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Reemplazamos con los valores conocidos del enunciado:

$$17 \text{ atm} \times 34 \text{ L} = P_2 \times 15 \text{ L}$$

Despejamos la incógnita (P_2):

$$P_2 \times 15 \text{ L} = 17 \text{ atm.} \times 34 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{17 \text{ atm} \times 34 \text{ L}}{15 \text{ L}} = 38{,}53 \text{ atm}$$

Para que el volumen sea de 15 L, la nueva presión **será de 38,53 atmósferas.**

5 Una muestra del gas dióxido de nitrógeno (NO_2 (g)), ocupa 5,1 L a 90 °C. Calcular el volumen que ocupará el gas a 132 °C, si la presión se mantiene constante (P = 760 torr).

Solución

Si la masa del gas y la presión permanecen constantes, *k,* este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Charles-Gay Lussac**.

$$V = kT$$

Hay que tener en cuenta que la temperatura se debe expresar en una escala absoluta para que sea valida la ley de Charles, en este caso convertiremos los grados Celsius a Kelvin para lo que se requiere únicamente sumar 273,15. No olvides hacer que todas las unidades coincidan.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1}$$

T_1 = 90 °C + 273,15 K = 363,15 K

T_2 = 132 °C + 273,15 K = 405,15 K

$$V_2 = 5{,}1\ \text{L} \times \frac{363{,}15\ \text{K}}{405{,}15\ \text{K}}$$

eliminando las unidades K comunes en el numerador y denominador, tenemos que:

$$\mathbf{V_2 = 4{,}57\ L}$$

6 Una masa de gas ocupa un volumen de 600 cm^3 a 25 °C. Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen de dicha masa de gas a -5 °C?

Solución

Como el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta, y dado que las temperaturas del problema vienen expresadas en °C, es necesario transformar los °C a °K, aplicando la fórmula → °K = °C + 273; quedando así las nuevas unidades:

T_1 = 25 °C = 298 °K

T_2 = -5 °C = 268 °K

Por lo tanto tenemos que:

Condiciones iniciales:

V_1 = 600 cm^3

T_1 = 25 °C = 298 °K

Condiciones finales:

V_2 = ?

T_2 = -5 °C = 268 °K

Como se puede observar, la temperatura absoluta ha disminuido, por tanto, el volumen final será menor, ya que el gas al enfriarse se contrae. Si la masa del gas y la presión permanecen constantes, *k,* este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Charles-Gay Lussac**.

Aplicando la fórmula de dicha Ley y despejando la incógnita V_2, tenemos que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad V_2 = T_2 \times \frac{V_1}{T_1}$$

$$V_2 = 600\ cm^3 \times \frac{268\ K}{298\ K}$$

eliminando las unidades K comunes en el numerador y denominador, tenemos que:

$$\mathbf{V_2 = 539{,}6\ cm^3}$$

tal y como se había determinado, el volumen final es menor, debido al enfriamiento de la masa de gas.

7 A presión constante un gas ocupa 1.500 mL a 35 °C. ¿Qué temperatura es necesaria para que este gas se expanda a 2,6 L?, si se mantiene la presión constante.

Solución

Volumen (V_1) = 1.500 mL

Temperatura (T_1) = 35 °C

Volumen (V_2) = 2,6 L

Lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida. Para ello el volumen (V) lo pasamos a litros (L) y la temperatura (T) a grados Kelvin.

$$V_1 = 1.500\ mL = 1{,}5\ L$$

T_1 = 35 °C le sumamos 273 para dejarlos en 308° Kelvin (0° C es igual a 273° K) (Nota: en realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

$$V_2 = 2{,}6\ L$$

En este ejercicio estamos relacionando volumen (V) con temperatura (T), a presión constante, por lo tanto aplicamos la fórmula de la **Ley de Charles-Gay Lussac** (volumen y temperatura son directamente proporcionales).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Sustituyendo en la ecuación con los valores conocidos tenemos que:

$$\frac{1{,}5\ L}{308\ K} = \frac{2{,}6\ L}{T_2}$$

Despejamos la incógnita T_2:

T_2 x 1,5 L = 308 K x 2,6 L

$$T_2 = \frac{308\ K \times 2{,}6\ L}{1{,}5\ L} = 533{,}9\ K$$

Para que 1,5 L de un gas expanda su volumen hasta 2,6 L hay que subir la temperatura hasta 533,9 K, los cuales podemos convertir en grados Celsius haciendo la resta:

$$533{,}9 - 273 = 260{,}9\ °C$$

Debemos subir la temperatura hasta los 260,9 °C.

8 Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25 °C. Calcular la presión que alcanzará ese mismo gas si la temperatura sube hasta los 200 °C, y se mantiene constante el volumen y cantidad del mismo.

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, y se relacionan la presión con la temperatura, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{P}{T} = k''' \quad \text{(a V y masa ctes)}$$

La presión la podemos expresar en mm Hg y, la que calculemos, vendrá expresada igualmente en mm Hg, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

T_1 = 25 °C + 273 K = 298 K

T_2 = 200 °C + 273 K = 473 K

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{298 \text{ K}} = \frac{P_2}{473 \text{ K}}$$

$$\mathbf{P_2 = 1206{,}3 \text{ mm Hg}}$$

9 Un recipiente está lleno de aire a una presión de 1 atm. y 0 °C. Posee una válvula de seguridad que se abre a una presión de 12.5000 Pa. Si la presión se mantiene la misma, se desea saber qué temperatura (en °C) deberá alcanzar el recipiente para que la válvula se abra, despreciando la dilatación del recipiente.

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, y se relacionan la presión con la temperatura, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac**:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \quad \frac{P}{T} = k''' \quad \text{(a V y masa ctes)}$$

La presión la podemos expresar en Pa y la que calculemos, vendrá expresada igualmente en Pa, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

T_1 = 0 °C → 0 + 273,15 = 273,15 K

T_2 = X °C

P_1 = presión normal = 1 atm = 101325 Pa

P_2 = 125000 Pa

$V_1 = V_2 = V$ = constante

Despejamos de la ecuación T_2:

$$T_2 = P_2 \times \frac{T_1}{P_1} = 125000 \text{ Pa} \times \frac{273{,}15 \text{ K}}{101325 \text{ Pa}} = 336{,}97 \text{ °K}$$

Ahora pasamos la temperatura de kelvin a °C.

$$T_2 = 336{,}97 \text{ °K} - 273{,}15 \text{ K} = 63{,}82 \text{ °C}$$

$$\mathbf{T_2 = 63{,}82 \text{ °C}}$$

10 A volumen constante un gas ejerce una presión de 880 mm Hg a 20 °C ¿Qué temperatura habrá si la presión aumenta en 15% y se mantiene el volumen y masa de gas constantes?

Solución

Presión P_1 = 880 mm Hg

Presión P_2 = 880 mm Hg inicial más el 15 % = 880 +132= 1.012 mm Hg

Temperatura T_1 = 20 °C

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar **la Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \qquad \frac{P}{T} = k''' \quad \text{(a V y masa ctes)}$$

Pero lo primero que debemos hacer es uniformar las unidades de medida.

En las Leyes de los gases siempre la temperatura (T) debe estar en grados Kelvin, y la presión (P) puede estar en atm o en mmHg en una misma ecuación. En nuestro caso la presión la expresaremos en mm de Hg.

P_1 = 880 mm Hg

P_2 = 1.012 mm Hg

T_1 = 20° C le sumamos 273 para dejarlos en 293 Kelvin (0 °C es igual a 273 °K) (Nota: en realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

A continuación, reemplazamos con los valores conocidos y luego despejamos la incógnita, P_2:

$$\frac{880 \text{ mm Hg}}{293 \text{ K}} = \frac{1.012 \text{ mm Hg}}{T_2}$$

$$T_2 \times 880 \text{ mm Hg} = 293 \text{ K} \times 1.012 \text{ mm Hg}$$

$$T_2 = \frac{293 \text{ K} \times 1.012 \text{ mm Hg}}{880 \text{ mm Hg}} = 336{,}95 \text{ K}$$

Si aumentamos la presión en 15% el gas quedará a una temperatura de 336,95 °K, los cuales equivalen a 63,95 °C:

$$T_2 = 336{,}95 \text{ K} - 273 = 63{,}95 \text{ °C}$$

11 Cuando un gas contenido en un cilindro a 85 °C y 760 mm de Hg, a volumen constante, se comprime, su temperatura disminuye dos tercios (2/3). ¿Qué presión ejercerá el gas?

Solución

Presión P_1 = 760 mm Hg

Temperatura T_1 = 85 °C

Temperatura T_2 = 85 °C y como nos dicen que disminuye 2/3 tercios:

$$T_2 = 85 \text{ °C menos } 2/3 = 85 - 56{,}66 = 28{,}34 \text{ °C}$$

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, y se relaciona la presión con la temperatura, podemos aplicar **la Ley de Gay-Lussac:**

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; \qquad \frac{P}{T} = k''' \text{ (a V y masa ctes)}$$

Pero lo primero que debemos hacer, antes de aplicar esta ecuación, es uniformar las unidades de medida. Sabemos que la temperatura (T) debe estar en grados Kelvin, y que la presión (P) puede estar en atm o en mm Hg, en una misma ecuación. La presión la vamos a dejar en mm de Hg.

P_1 = 760 mm Hg

T_1 = 85 °C le sumamos 273 para quedar en 358 K (0 °C es igual a 273 K) (Nota: en realidad son 273,15, pero para facilitar los cálculos prescindiremos de los decimales).

T_2 = 28,34 °C le sumamos 273 para quedar en 301,34 K

En la ecuación anterior reemplazamos con los valores del enunciado:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{358 \text{ K}} = \frac{P_2 \text{ mm Hg}}{301{,}34 \text{ K}}$$

Despejamos la incógnita, P_2:

$$P_2 \times 358 \text{ K} = 301{,}34 \text{ K} \times 760 \text{ mm Hg}$$

$$P_2 = \frac{301{,}34 \text{ K} \times 760 \text{ mm Hg}}{358 \text{ K}} = 639{,}72 \text{ mm Hg}$$

P_2 = 639,72 mm Hg = 0,84 atm.

La presión baja hasta los 639,72 mm Hg, equivalentes 0,84 atmósferas (1 atm = 760 mm Hg).

12 Un cilindro de 20 L contiene CH_4 (g) en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Otro cilindro de 40 L contiene 5,4 mol de CO_2 (g) en las mismas condiciones. Calcular la cantidad de CH_4 (g) en el primer recipiente y su masa expresada en gramos. (Masas atómicas: C = 12; H = 1).

Solución

1.° cilindro → 20 L → CH_4 → n_1 mol?

2.° cilindro → 40 L → CO_2 → 5,4 mol

Para resolver este ejercicio aplicamos la **Ley de Avogadro** que dice: «volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de presión y T contienen el mismo número de partículas». Por tanto, el volumen de un gas, en determinadas condiciones de P y T es proporcional al n.° de mol».

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \rightarrow V_1 \times n_2 = V_2 \times n_1 \rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

En nuestro caso los dos gases están en las mismas condiciones de P y T y, por tanto, podemos establecer una relación entre el número de mol de ambos a pesar de ser de distintos gases, y aplicar la Ley de Avogadro:

$V_1 = k \cdot n_1 \rightarrow 20\ L = k \cdot n\ (CH_4)$

$V_2 = k \cdot n_2 \rightarrow 40\ L = k.\ 5{,}4\ mol\ CO_2$

$$\frac{20\ L}{40\ L} = \frac{n_1\ CH_4}{5{,}4\ mol\ CO_2}$$

$$n_1 = 2{,}7\ mol\ CH_4$$

Ahora pasamos lo mol a gramos:

$$n_1\ g = 2{,}7\ mol \times \frac{16\ g}{1\ mol} = 43{,}2\ gramos$$

$$\mathbf{n_1 = 43{,}2\ gramos\ CH_4}$$

13 Los dirigibles se consideraron medios de transporte para mercancías. Un modelo a escala se llena hasta un volumen de 55 cm^3. Cuando 1,10 mol de helio se adicionan al dirigible el volumen es de 26,2 cm^3. ¿Cuantos gramos de helio deben agregarse para que este se eleve?. Considere que P y T son constantes. (Masa atómica: He = 4,003).

Solución

Tenemos que:

V_1= 26,2 cm^3

n_1= 1,10 mol

V_2= 55 cm^3

n_2= ?

Primero se necesita encontrar el valor de n_2, dado que se tienen condiciones de P y T constantes, se puede emplear la **Ley de Avogadro**, para encontrar este valor. A continuación, para encontrar la cantidad de helio adicionada se resta n_1 y luego se convierte a gramos.

Ecuación ley de Avogadro:

$$n_2 = \frac{n_1 \times V_2}{V_1}$$

Sustituyendo los valores en esta ecuación se obtiene:

$$n_2 = \frac{1{,}10\ mol \times 55\ cm^3}{26{,}2\ cm^3} = 2{,}31\ mol$$

Ahora determinamos la cantidad adicional de Helio:

$$n\ (adicional) = n_2 - n_1;\ n\ (adicional) = 2{,}31\ mol - 1{,}10\ mol = 1{,}21\ mol$$

$$g\ He = 1{,}21\ mol\ He \times \frac{4{,}003\ g\ He}{1\ mol\ He} = 4{,}84\ g\ He$$

$$\mathbf{g\ He = 4{,}84\ g\ He}$$

14 La densidad del oxígeno a presión normal es de 1,429 kg/m³, ¿qué presión soportaría para que su densidad sea de 0,589 kg/m³?

Solución

Los datos del enunciado son:

$P_1 = 760$ mm Hg

$d_1 = 1{,}429$ kg/m³

$d_2 = 0{,}589$ kg/m³

Por definición sabemos que la densidad es:

$$d = m / V \quad \rightarrow \quad V = m / d$$

Luego:

$$V_1 = m / d_1$$
$$V_2 = m / d_2$$

Como la **Ecuación combinada de los gases** es:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Al no mencionar el problema la temperatura se supone que esta será constante. Si T = constante:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Reemplazando por la ecuación anterior del volumen:

$$\frac{P_1 \times m}{d_1} = \frac{P_2 \times m}{d_2}$$

como la masa no varia:

$$\frac{P_1}{d_1} = \frac{P_2}{d_2}; \qquad P_2 = \frac{P_1 \times d_2}{d_1}$$

$$P_2 = \frac{760 \text{ mm Hg} \times 0{,}589 \text{ kg/m}^3}{1{,}429 \text{ kg/m}^3} = 313{,}25 \text{ mm Hg}$$

$$\mathbf{P_2 = 313{,}25 \text{ mm Hg}}$$

15 Una muestra de freón-12 ocupa un volumen de 25,5 L a 298 K y 153,3 kPa. ¿Determinar su volumen en condiciones estándar?

Solución

$V_1 = 25{,}5$ L

$T_1 = 298$ K

$P_1 = 153{,}3$ kPa

$T_2 = 273$ K

$P_2 = 1$atm $= 101{,}325$ kPa

$\mathbf{V_2 = ?}$

Por las condiciones que se tienen inicialmente se emplea la **Ley combinada de los gases** para encontrar el V_2.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

De esta forma se despeja V_2 de la ecuación obteniéndose:

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1 \times T_2}{T_1 \times P_2}$$

Debemos transformar la P_2 a kPa para tener las mismas unidades de presión y sustituir los valores en la ecuación anterior:

$$V_2 = \frac{153{,}3 \text{ kPa} \times 25{,}5 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \times 101{,}3 \text{ kpa}} = 35{,}34 \text{ L}$$

$$V_2 = 35{,}34 \text{ L}$$

16 A partir de la reacción de combustión del metano (ecuación sin ajustar):

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

a) ¿Cuánto oxígeno hace falta para quemar 14 kg de metano, CH_4?, *b)* ¿calcular el volumen de oxígeno a 25 °C y 1 atm de presión? (Masas atómicas: C = 12, H = 1, O = 16).

Solución

a) ¿Cuánto oxígeno hace falta para quemar 14 kg de metano, CH_4?

Lo primero que debemos hacer es ajustar la ecuación química:

$$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$$

Calculamos las masas moleculares:

M CH_4 = 12 + 4 × 1 = 16

M O_2 = 16 × 2 = 32

De la ecuación química ajustada sabemos que → 1 mol (16 g) de CH_4 reaccionan con 2 mol (2 × 32 = 64 g) de oxígeno molecular (O_2). Entonces, 16 kg de CH_4 reaccionan con 64 kg de O_2.

Luego, para quemar los 14 kilos de metano, CH_4:

$$m\ O_2 = 14 \text{ kg } CH_4 \frac{64 \text{ kg } O_2}{16 \text{ kg } CH_4} = 56 \text{ kg } O_2$$

$$m\ O_2 = 56 \text{ kg } O_2$$

b) ¿Calcular el volumen de oxígeno a 25 °C y 1 atm de presión?

Para calcular el volumen al que corresponde esta masa de oxígeno, aplicamos la **Ecuación de estado de los gases ideales**:

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad o \quad V = \frac{m \times R \times T}{M \times P}$$

Sustituyendo los datos del enunciado y teniendo en cuenta que la temperatura debe estar en grados K, luego necesariamente los °C se deben llevar a K = °C + 273.

T = 25 °C + 273 = 298 K

$$V = \frac{56.000 \text{ g} \times 0{,}082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298 \text{ K}}{32 \text{ g.mol}^{-1} \times 1 \text{ atm}} = 42.763 \text{ L}$$

V = 42.763 L

17 *a)* ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto formado por un 82,65% de carbono, C, y un 17,35% de hidrógeno, H?, *b)* si la masa de 1 litro de dicho compuesto es 2,6 g, en condiciones estándar de presión y temperatura, ¿cuál es su fórmula molecular? (Masas atómicas: C = 12, H = 19).

Solución

a) Calculamos la fórmula empírica:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{82{,}65\%}{12} = 6{,}89 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{17{,}35\%}{1} = 17{,}35 \text{ mol}$$

Con lo que la relación entre mol (y átomos) es:

$$\frac{n_H}{n_C} = \frac{17{,}35}{6{,}89} \cong 2{,}5 = \frac{2{,}5}{1} = \frac{2{,}5 \times 2}{1 \times 2} = \frac{5}{2}$$

Lo que quiere decir que por cada 2 átomos de C tenemos 5 átomos de H.

La **fórmula empírica** es: C_2H_5

b) Fórmula molecular

La fórmula molecular del compuesto será: $(C_2H_5)_n$

Para conocer cuál es el valor de «n», necesitamos saber la masa molecular del compuesto. Ésta la podemos calcular a partir de la **Ecuación de estado de los gases ideales**:

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$P \times V = \frac{m}{M} \times R \times T \quad o \quad V = \frac{m \times R \times T}{M \times P}$$

$$M = \frac{2{,}6 \text{ g} \times 0{,}082 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ L} \times 1 \text{ atm}} = 58{,}2 \text{ g/mol}$$

M = 58,2 g/mol

Como la masa de la fórmula empírica (C_2H_5) es: $(2 \times 12) + (1 \times 5) = 29$

Y sabemos que la fórmula molecular $\mathbf{(C_2H_5)_n}$:

$$M = n \times 29 \rightarrow n = \frac{M}{29} = \frac{58,2}{29} \approx 2$$

Luego el compuesto será aquel con el doble de átomos. La **fórmula molecular** es: $\mathbf{C_4H_{10}}$.

18 Un recipiente cerrado de 2 L contiene oxígeno a 200 °C y 2 atm. Calcular: *a)* los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente. *b)* Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente. (Masa atómica (O) = 16).

Solución

a) Aplicando la **Ecuación general de los gases** podemos calcular los mol de oxígeno:

$$\mathbf{P \times V = \mathit{n} \times R \times T}$$

$$2 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = n \times 0,082 \text{ atm.L/Kmol} \times 473 \text{ K}$$

$$\mathbf{n = 0,1 \text{ mol } O_2}$$

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol}} = \frac{X}{0,1 \text{ mol}}$$

X = 3,2 g de oxígeno

b) Utilizando el número de Avogadro calculamos el número de moléculas de oxígeno:

$$\frac{6,022.10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = \frac{X \text{ moléculas } O_2}{0,1 \text{ mol } O_2}$$

Número de moléculas de O_2 = $6,022.10^{22}$

19 Indicar cómo se prepararía ½ L de disolución 0,1 M de HCl si disponemos de un HCl concentrado del 36 % y densidad 1,19 g/mL. (Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1).

Solución

Primero tenemos que calcular la masa de HCl que necesitamos. Para ello, utilizando el concepto de molaridad (M), calculamos los mol de HCl que va a tener la disolución que queremos preparar:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

$$n \text{ (HCl)} = M \times \text{V} = 0,1\ M \times 0,5 \text{ L} = 0,05 \text{ mol HCL}$$

Como la Masa molecular del HCl = 36,5 g/mol, los 0,05 moles serán:

$$\text{m (g) HCL} = 0,05 \text{ mol } \frac{36,5 \text{ (g)}}{1 \text{ mol}} = 1,83 \text{ g HCL}$$

Esa masa de HCl la tenemos que coger del HCl concentrado del que se dispone (36 % y densidad 1,19 g/mL.). Al no ser puro, sino del 36 % tendremos que coger más cantidad de gramos:

$$100 \text{ g HCl concentrado} \rightarrow 36 \text{ g HCL puro}$$
$$X \text{ g HCl} \rightarrow 1{,}83 \text{ g HCL puro}$$

$$\frac{100 \text{ g HCl concentrado}}{36 \text{ g HCl puro}} = \frac{X}{1{,}83 \text{ g HCl puro}}$$

$$X = 5{,}08 \text{ g HCl del } 36\%$$

Como se trata de un líquido del que conocemos su densidad, determinamos el volumen de esos 5,08 g:

$$V = \frac{m\ (g)}{d\ g/mL}; \quad V = \frac{5{,}08 \text{ g}}{1{,}19 \text{ g/mL}} = 4{,}27 \text{ mL HCl del } 36\%$$

V = 4,27 mL HCL del 36%

20 Se desea preparar 1 L de disolución de HCl 0,5 M. Para ello se dispone de las disoluciones A y B. La disolución A es: 1,095 g/mL de HCl al 5%; y la disolución B: HCl 0,1 M. Calcular la Molaridad de la disolución A y el volumen necesario que hay que tomar de cada disolución para obtener la disolución deseada.

Solución

a) Para calcular la Molaridad de la disolución A, partimos de 1 L y averiguamos su masa:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \times V \rightarrow m = 1{,}095 \text{ g/cm}^3 \times 1.000 \text{ cm}^3$$

m = 1.095 g

Como es del 5% de los 1.095 g que tiene de masa 1 L, su 5% serán de HCl:

$$\text{masa HCl} = 1095 \text{ g} \times \frac{5}{100} = 54{,}75 \text{ g HCl puro}$$

La molaridad será:

$$M = \frac{\text{n.° mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}} = \frac{54{,}75 \text{ g} / 36{,}5 \text{ g/mol}}{1 \text{ L}} = 1{,}5\ M$$

***M* = 1,5**

b) Para preparar **1 L de disolución 0,5 M** mezclando volúmenes de los dos ácidos tenemos que tener presente que: a) el número de mol que habrá de cogerse entre la disolución A y la B ha de ser los que ha de tener la disolución que se va a preparar:

$$\text{n.° mol} = V \times M = 1 \text{ L} \times 0{,}5\ M = 0{,}5 \text{ mol}$$

y b) que la suma de los volúmenes de las dos disoluciones ha de ser 1 L.

Al volumen que tomemos de la disolución A le llamamos V_A y al de la disolución B le denominamos $V_{B,}$ de manera que: $V_B = 1L - V_A$

Planteamos la ecuación con los mol de manera que la suma de los que tomamos de la disolución A más los que tomamos de la disolución B sea igual a 0,5 mol:

$$1{,}5\ .V_A + 0{,}1\ (1 - V_A) = 0{,}5\ ; \qquad V_A = 0{,}286\ L = 286\ cm^3$$

$$\mathbf{V_A = 286\ cm^3}$$

$$\mathbf{V_B = 0{,}714\ L = 714\ cm^3}$$

21 Calcular la molaridad resultante de una disolución que se prepara mezclando 50 mL de H_2SO_4 0,136 M con: *a)* 70 mL de H_2O y *b)* 90 mL de H_2SO_4 de concentración 0,068 M. (Masas atómicas: H = 1, O =16, S = 32).

Solución

En este ejercicio en ambos apartados (a y b) tenemos que calcular la molaridad de una mezcla de disoluciones. Para determinarla, tenemos la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

En primer lugar, tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de mol de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, puesto que las concentraciones **NO** son aditivas, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2}$$

a) Molaridad de una disolución de 50 mL de H_2SO_4 0,136 M con 70 mL de H_2O.

En este caso, el número de mol de H_2SO_4 sólo los aporta la primera disolución y podemos obtenerlos a partir de la expresión:

$$\text{mol de soluto} = M \times \text{V(L) de disolución} = 0{,}136\ M \times 0{,}05\ L = 6{,}8.10^{-3}$$

El volumen final de la disolución será la suma de ambos:

$$V = V_1 + V_2 = (0{,}05 + 0{,}07)\ L = 0{,}12\ L$$

Luego, la molaridad de la disolución resultante es:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{6{,}8.10^{-3}\ mol}{0{,}120\ L} = 0{,}056\ mol/L$$

$$\mathbf{M = 0{,}056\ mol/L}$$

b) Molaridad de una disolución de 50 mL de H_2SO_4 0,136 M con 90 mL de H_2SO_4 0,068 M.

La primera disolución aportará el mismo número de mol de H_2SO_4, que en el apartado anterior (es decir, $6{,}8 \cdot 10^{-3}$), pero en este caso la segunda disolución también aporta mol de H_2SO_4, que calculamos igual que antes:

$$\text{moles de soluto} = M \times \text{V(L) de disolución} = 0{,}068\ M \times 0{,}09\ L = 6{,}12.10^{-3}$$

luego, el número de mol de la mezcla será:

$$n = n_1 + n_2 = 6{,}8.10^{-3} + 6{,}12.10^{-3} = 12{,}92.10^{-3}$$

y el volumen de la mezcla será:

$$V = V_1 + V_2 = (0{,}05 + 0{,}09)\ L = 0{,}14\ L$$

y, por tanto:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{12{,}92.10^{-3}\ mol}{0{,}140\ L} = 0{,}092\ mol/L$$

$M = 0{,}092$ mol/L

22 Se dispone de un ácido nítrico (HNO_3) de una riqueza del 25% en peso y densidad 1,40 g/mL. *a)* ¿Cuál es la molaridad de este ácido? y *b)* ¿cuántos mL deben tomarse de esta disolución para preparar 5 litros de disolución 0,01 M? (Masas atómicas H = 1; O = 16; N = 14).

Solución

a) Para calcular la molaridad de ese ácido, podemos suponer que disponemos, por ejemplo, de 1 litro de disolución, o de 100 g de la misma, o de 1 cm^3, etc., y a partir de ese dato inicial, ir calculando los mol y el volumen de disolución para poder determinar su molaridad, según la expresión conocida:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

En este caso vamos a suponer 100 g de disolución, en los que aparecen 25 g de soluto, es decir, 25 g de HNO_3. Entonces bastará realizar dos sencillas operaciones:

— Expresar esos 100 g de disolución en forma de volumen, recurriendo al dato de la densidad de la misma, indicándolo en litros.

$$d = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{d}$$

y sustituyendo los datos:

$$V = \frac{100\ g}{1{,}40\ g/mL} = 71{,}43\ mL$$

— Expresar esos 25 g de soluto en forma de mol, sabiendo que la masa molar del HNO_3 (Mm = 63 g mol^{-1}):

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{Mm\ g/mol} = \frac{25\ g}{63\ g/mol} = 0{,}397\ mol\ HNO_3$$

Por tanto, la molaridad valdrá:

$$M = \frac{0{,}397\ mol}{0{,}071\ L} = 5{,}56\ mol/L$$

b) Para preparar otra disolución más diluida a partir de la anterior, basta calcular el número de mol de soluto que deberíamos tener en la disolución que queremos preparar, y expresarlo en forma de volumen de la disolución de que disponemos, que tiene una concentración de 5,56 M.

Por tanto, si deseamos obtener 5 L de disolución 0,01 M, tendremos que conseguir:

$$0{,}01 \text{ mol/L} = \frac{n \text{ mol}}{5 \text{ L}}; \quad n \text{ (mol)} = 0{,}05 \text{ mol } HNO_3$$

Esos mol los obtendremos, de la disolución del enunciado, que sabemos que tiene una concentración 5,56 M, por ello, de nuevo:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

Sustituyendo datos tenemos que:

$$5{,}56 \text{ mol/L} = \frac{0{,}05 \text{ mol } HNO_3}{\text{V (L) disolución}}$$

V= 0,009 L = 9 mL

23 ¿Cuántos gramos de NaCl hay en 250 mL de una disolución 2,5 N? (Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5)

Solución

Masa molar de NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol

250 mL = 0,25 L

Valencia NaCl es +1.

Como sabemos que:

$$\mathbf{N = \mathit{M} \times v}$$

$$M = \frac{N}{v} = \frac{2{,}5 \text{ N}}{1} = 2{,}5\, M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = \text{V } x\ M = 0{,}25 \text{ L} \times 2{,}5 \text{ M} = 0{,}625 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$m = n \times Mm = 0{,}625 \text{ mol} \times 58{,}5 \text{ g/mol} = 36{,}56 \text{ g de NaCL}$$

m = 36,56 g de NaCL

24 ¿Cuántos gramos de $BaCl_2$ se necesitan para preparar 1500 mL de una disolución 1,5 *N* (Masas atómicas: Cl = 35,5, Ba = 137).

Solución

Masa molecular $BaCl_2$ = 137 + (35,5 × 2) = 208 g/mol

La valencia del $BaCl_2$ es +2:

$$1 \text{ eq-g} = \frac{\text{Mm}}{v} = \frac{208 \text{ g/mol}}{2} = 104 \text{ g}$$

El enunciado nos indica que la disolución es 1,5 *N* y, por definición, Normalidad es el número de equivalente-gramo contenidos en un litro de disolución luego:

$$1 \text{ eq-g} \rightarrow 104 \text{ g}$$

$$1{,}5 \text{ eq-g} \rightarrow \text{X g}$$

X = 156 g en 1 L de disolución ó 1.000 mL

$$1.000 \text{ mL} \rightarrow 156 \text{ g}$$

$$1.500 \text{ mL} \rightarrow \text{X g}$$

X = 234 g

25 ¿Cuál es la Normalidad (*N*) de una disolución de 14,98 g/L de KCL? (Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39).

Solución

En primer lugar tenemos que saber la masa molar y cuántos equivalentes por mol se tienen.

El compuesto KCl es una sal por lo que la cantidad de equivalente por mol será igual a la carga total positiva, que en nuestro caso es +1 (un K con carga +1).

La masa molar de compuesto KCl = 39 + 35,5 = 74,5 g/mol y como la carga es +1; el peso equivalente será: 74,5 g/eq.

Como por definición la Normalidad, N, es:

$$\text{N} = \frac{\text{Equivalente soluto}}{\text{Litros disolución}}$$

Como se expresa la cantidad de la disolución en Litros, sólo tenemos que calcular la cantidad de equivalentes presentes en los 14,98 g. Para ello utilizamos la expresión:

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa}}{\text{Peso equivalente}} = \frac{14{,}98 \text{ g}}{74{,}5 \text{ g/eq}} = 0{,}2 \text{ eq}$$

N = 0,2 eq/L = 0,2 N

26 Se toman 200 mL de una disolución de $MgCl_2$ de concentración 1 M y se mezclan con 400 cm^3 de otra, también de $MgCl_2$, de concentración 2,5 M. Finalmente se añade al conjunto 400 mL de agua. Suponiendo que los volúmenes son aditivos y la densidad final es 1,02 g/mL. *a)* ¿Cuál será la molaridad resultante?, *b)* ¿cuál será la molalidad final? (Masa molar: $MgCl_2$ = 95,3 g/mol).

Solución

a) En esta primera parte del problema tenemos la mezcla de dos disoluciones cuyas concentraciones son diferentes, y se pide determinar la concentración final, expresándola en molaridad. Para calcularla escribimos la expresión de la molaridad:

$$M = \frac{\text{mol (soluto)}}{\text{V (L) de disolución}}$$

Ahora tendremos que determinar, en cada caso, cual es el nuevo número de mol de la mezcla, y dividirlo entre el nuevo volumen de la disolución, es decir:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3}$$

puesto que las concentraciones **NO** son aditivas.

Como los volúmenes sí pueden considerarse aditivos, el volumen final de la disolución será:

$$V_1 + V_2 + V_3 = 200 \text{ mL} + 400 \text{ mL} + 400 \text{ mL} = 1\,000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

A continuación se determinan el número de mol de soluto que aporta cada disolución.

Así, para la primera disolución: 200 mL de $MgCl_2$ 1*M*:

$$n_s = M \times V = 1\ M \times 0{,}2 \text{ L} = 0{,}2 \text{ mol}$$

Y para la segunda de 400 mL de $MgCl_2$ 2,5 *M*:

$$n_s = M \times V = 2{,}5\ M \times 0{,}4 \text{ L} = 1 \text{ mol}$$

Luego el número total de mol de $MgCl_2$ es la suma de n_{s1} y n_{s2} = 1,2, y, sustituyendo datos, la molaridad de la disolución resultante será:

$$M = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2 + V_3} = \frac{1{,}2 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1{,}2 \text{ M}$$

***M* = 1,2**

b) La molalidad resultante viene dada por la expresión:

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{masa (kg) disolvente}}$$

donde la masa de disolvente la obtenemos a partir de:

masa de disolución = masa de disolvente + masa de soluto

Para determinar la masa de disolución disponemos del dato de su densidad (*d* = 1,02 g/mL) y de su volumen (V = 1 000 mL), por tanto:

$$m_{\text{disolución}} = d \text{ x } V = 1{,}02 \text{ g/mL} \times 1\,000 \text{ mL} = 1020 \text{ g de disolución}$$

Para determinar la masa de soluto disponemos de su masa molar (Mm = 95,3 g/mol) y del número de mol totales presentes en la mezcla (1,2 mol), por tanto:

$$m_{\text{soluto}} = n \times M = 1{,}2 \text{ mol} \times 95{,}3 \text{ g/mol} = 114{,}36 \text{ g}$$

Entonces, la masa de disolvente de la mezcla será:

$$m_{disolvente} = m_{disolución} - m_{soluto} = 1\,020 \text{ g} - 114{,}36 \text{ g} = 905{,}64 \text{ g}$$

Sustituyendo en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{masa (kg) de disolvente}} = \frac{1{,}2 \text{ mol}}{0{,}905 \text{ kg}} = 1{,}326 \text{ mol/kg}$$

$$\boldsymbol{m = 1{,}326 \text{ mol/kg}}$$

27 Una disolución de 20,0% de etanol, C_2H_5OH, y 80,0% de agua (H_2O), en peso, tiene una densidad de 0,966 g/mL a 25 °C. Determinar: *a)* la fracción molar del etanol, y *b)* la molaridad del etanol en la disolución. (Masas atómicas: H = 1, C = 12; O = 16).

Solución

Las masas molares son 18,0 g/mol para el agua y 46,1 g/mol para el etanol.

Se debe fijar una cantidad definida, pero arbitraria, de disolución, por ejemplo, 100 gramos. De acuerdo con el enunciado, en estos 100 g de disolución hay 20,0 g de etanol (20%) y 80,0 g de agua (80%); por lo que el número de mol de los componentes son:

$$n_{agua} = \frac{80 \text{ g}}{18{,}0 \text{ g/mol}} = 4{,}44 \text{ mol}$$

$$n_{etanol} = \frac{20{,}0 \text{ g}}{46{,}1 \text{ g/mol}} = 0{,}434 \text{ mol}$$

a) Fracción Molar del etanol es:

$$X_{etanol} = \frac{\text{n.° mol soluto}}{\text{n.° mol totales}} = \frac{0{,}434 \text{ mol}}{4{,}44 \text{ mol} + 0{,}434 \text{ mol}} = 0{,}0891$$

b) A partir de la densidad se calcula el volumen de los 100 g de la disolución y, a continuación la Molaridad de la disolución con respecto al etanol:

$$d = \frac{\text{m}}{\text{V}}; \quad \text{V} = \frac{\text{m}}{d} = \frac{100 \text{ g}}{0{,}966 \text{ g/mL}} = 103{,}5 \text{ mL} = 0{,}1035 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{n.° mol soluto}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{0{,}434 \text{ mol}}{0{,}1035 \text{ L}} = 4{,}19\, M$$

$$\boldsymbol{M = 4{,}19}$$

28 Cuando se evaporan 50 gramos de una disolución de sulfato de sodio hasta completa sequedad se producen 20 gramos de sal. ¿Cuál es el porcentaje en peso de la sal en la disolución?

Solución

$$\%\frac{\text{P}}{\text{P}} = \frac{\text{m (g) soluto}}{\text{m (g) disolución}} \times 100 = \frac{20 \text{ g}}{50 \text{ g}} = 40\%$$

El porcentaje en peso de la sal en la disolución es del 40%.

29 En la botella de un vino de 75 cL pone 12% (equivale a decir 12 % en volumen ó 12º), ¿qué cantidad de etanol (alcohol) contiene la botella de vino?

Solución

Sabemos que:

$$\%\frac{V}{V} = \frac{V\ (L)\ soluto}{V\ (L)\ disolución} \times 100$$

Sustituyendo los datos del enunciado, tenemos que:

$$12\%\ \frac{V}{V} = \frac{V\ (L)\ soluto}{V\ (L)\ disolución} \times 100 = \frac{V\ (L)\ etanol}{75\ cL} \times 100$$

Despejando la incógnita:

$$V_{etanol} = \frac{12\% \times 75\ cL}{100} = 9\ cL\ de\ etanol$$

V etanol = 9 cL

La cantidad de etanol que tendrá dicha botella de vino es de 9 cL, es decir, en los 750 mL que tenemos de vino hay 90 mL de etanol.

30 Indicar el volumen de vinagre que se ha de disolver para preparar 250 mL de una disolución al 25% (equivale a decir 25º).

Solución

Sabemos que:

$$\%\frac{V}{V} = \frac{V\ (L)\ soluto}{V\ (L)\ disolución} \times 100$$

Sustituyendo los datos del enunciado, tenemos que:

$$25\% = \frac{V\ (mL)\ vinagre}{250\ mL} \times 100$$

Despejando:

$$V\ (mL)\ vinagre = \frac{25\% \times 250\ mL}{100} = 62{,}5\ mL\ de\ vinagre$$

V vinagre = 62,5 mL

La cantidad de etanol que necesitamos es de 62,5 mL de vinagre para preparar 250 mL de disolución.

31 Determinar que disolución es más concentrada, la A que tiene un 15% en masa de soluto, o la B que se ha preparado disolviendo en 350 mL de disolvente 50 g de soluto. (Suponer que el disolvente es agua).

Solución

El enunciado nos indica que la disolución A es de concentración 15% en masa. A continuación, con los datos que tenemos debemos calcular el porcentaje en masa (concentración en % en masa) de la disolución B:

En el caso del agua (por el valor de su densidad) 1 mL equivale a 1 g de agua.

Como disponemos de 350 g de agua (disolvente), tendremos que:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}} = 50 \text{ g} + 350 \text{ g} = 400 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{m (g) soluto}}{\text{m (g) disolución}} \times 100$$

$$\% \text{ masa} = \frac{50 \text{ g}}{400 \text{ g}} \times 100 = 12{,}5 \text{ \% en masa}$$

El porcentaje en masa de la disolución B es de 12,5% y el de la A es 15%, **luego la disolución A es más concentrada que la B**.

32 En 40 g de agua se disuelven 5 g de ácido sulfhídrico, H_2S. La densidad de la disolución formada es 1,08 g/cm³. Calcular: *a)* el porcentaje en masa; *b)* la molalidad; *c)* la molaridad y *d)* la normalidad de la disolución. (Masa molar (H_2S) = 34 g/mol).

Solución

a) Porcentaje en masa:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) disolución}} \times 100 = \frac{5 \text{ g}}{5 \text{ g} + 40 \text{ g}} \times 100 = 11{,}11\%$$

Porcentaje en masa = 11,11%

b) Molalidad:

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{masa (kg) disolvente}} = \frac{5 \text{ g}/34 \text{ g/mol}}{0{,}04 \text{ kg}} = 3{,}67\ m$$

***m* = 3,67**

c) Molaridad:

Para calcular la molaridad necesitamos conocer el volumen de la disolución:

$$d = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{d} = \frac{45 \text{ g}}{1{,}8 \text{ g/cm}^3} = 41{,}66 \text{ cm}^3$$

$$M = \frac{\text{n.º mol soluto}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{5 \text{ g}/34 \text{ g/mol}}{0{,}04166 \text{ L}} = 3{,}53\ M$$

***M* = 3,53**

d) Normalidad:

Para calcular la normalidad necesitamos conocer el número de equivalentes.

Como es un ácido diprótico (lleva dos hidrógenos la molécula, H_2S) el Eq-gramo es la mitad del mol:

$$\text{Eq-gramo} = \frac{\text{mol (g)}}{\text{v}} = \frac{34\ \text{g}}{2} = 17\ \text{g}$$

$$N = \frac{\text{n.º equivalentes soluto}}{\text{V (L) disolución}} = \frac{5\ \text{g} / 17\ \text{g/Eq}}{0{,}04166\ \text{L}} = 7{,}11\ \text{N}$$

N = 7,11 (es el doble que la molaridad)

33 Se disuelven en agua 30,5 g de cloruro amónico (NH_4Cl) hasta obtener 0,5 L de disolución. Sabiendo que la densidad de la misma es 1.027 kg/m³, calcular: *a)* la concentración de la misma en porcentaje en masa. *b)* La molaridad. *c)* La molalidad. *d)* Las fracciones molares del soluto y del disolvente. (Datos: Masa molar (NH_4Cl) = 53,5g/mol).

Solución

Primero trasformamos unidades: densidad = 1.027 kg/m³ = 1,027 g/cm³.

Luego la masa de 1 L de disolución será de 1.027 g y la de medio litro 513,8 g. De ellos 30,5 g son de soluto (cloruro amónico) y el resto 483,3 g son de agua.

a) Concentración en porcentaje en masa:

$$\%\ \text{masa}\ NH_4CL = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) disolución}} \times 100 = \frac{30{,}5\ \text{g}}{513{,}8\ \text{g}} \times 100 = 5{,}94\%$$

% masa NH_4Cl 0 5,94%

b) Molaridad:

$$M = \frac{\text{mol soluto}}{\text{Volumen (L) disolución}} = \frac{30{,}5\ \text{g} / 53{,}5\ \text{g/mol}}{0{,}5\ \text{L}} = \frac{0{,}57\ \text{mol}}{0{,}5\ \text{L}} = 1{,}14\ M$$

***M* = 1,14**

c) Molalidad:

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{masa (kg) disolvente}} = \frac{0{,}57\ \text{mol}}{0{,}483\ \text{kg}} = 1{,}18\ m$$

***m* = 1,18**

d) Las fracciones molares del soluto y del disolvente

Calculamos los mol de agua y luego las fracciones molares del soluto y disolvente:

$$n\ (H_2O) = 483{,}3\ \text{g} \frac{1\ \text{mol}}{18\ \text{g}} = 26{,}85\ \text{mol}$$

$$X_{\text{Soluto}} = \frac{\text{n.º mol soluto}}{\text{n.º mol totales}} = \frac{0{,}57}{0{,}57 + 26{,}85} = 0{,}02$$

$$X_{\text{Disolvente}} = \frac{\text{n.º mol disolvnete}}{\text{n.º mol totales}} = \frac{26{,}85}{0{,}57 + 26{,}85} = 0{,}98$$

34 Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido nítrico (HNO_3) 6 molal y densidad 1,15 g/mL. (Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16).

Solución

En primer lugar se determina la masa molar del soluto, HNO_3 = 1 + 14 + (3 × 16) = 63 g/mol.

Para solucionar el problema vamos a hacer una Tabla que para ir completándola tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 kilogramo de disolvente, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla:

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa	6 mol = 378 g (m)	+	1 kg = 1000 g = 55,55 mol	=	1378 gramos
Volumen	——		1000 mL		1,198 Litro = 1198,26 mL

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molalidad (n.º mol de soluto que hay por cada kilogramo de disolvente) al tener 1 Kg, tendremos **6 mol** de soluto, cuya masa será de:

$$m = 6 \times 63 = \mathbf{378\ g\ de\ soluto}$$

y con este dato, determinamos la masa total de disolución, que será la suma de las masas del soluto y del disolvente:

378 g soluto + 1000 g disolvente = **1378 g de disolución**

A partir de la masa de la disolución calculamos el volumen de la misma con ayuda de la densidad de la disolución (1,15 g/mL), que es:

$$V = m / d = 1378 / 1,15 = \mathbf{1198,26\ mL\ de\ disolución}$$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/mL.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración:

g / litro = 378 / 1,198 = **315,53 g/litro**

% en peso = 378 x 100 / 1378 = **27,43 %**

Molaridad: ***M*** = 6 mol/1,198 litro = **5,01 MOLAR**

Normalidad: ***N*** = M × v = 5,01 x 1 = **5,01 Normal**

Molalidad: ***m*** = 6 moles soluto / 1 Kg disolvente = **6 molal** (Es el dato que se nos da el enunciado)

35 Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 5,64 Molar y densidad 1,19 g/mL. (Masas atómicas: Na 0 23, O = 16; H = 1).

Solución

Determinamos la masa molar del soluto, que en este caso es: NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol.

Para solucionar el problema, de la misma forma que en el ejercicio anterior, vamos a hacer una Tabla que para ir completándola tenemos que tomar una cantidad de partida, que puede ser cualquiera, ya sea cantidad de disolución, soluto o incluso disolvente. En este caso vamos a tomar como referencia 1 litro de disolución, dato éste que colocaremos en la tabla en la correspondiente casilla:

	Soluto		Disolvente		Disolución
Masa	5,64 mol = 225,48 g	+	964,52 g = 0,965 kg = 53,58 mol	=	1190 gramos
Volumen	——		964,52 mL		1 Litro = 1000 mL

A partir de él, determinamos la cantidad de soluto, ya que por la propia definición de molaridad (n.º mol de soluto que hay por cada litro de disolución) al tener 1 litro, tendremos **5,64 mol** de soluto, cuya masa será de:

$$m = 5{,}64 \times 40 = \mathbf{225{,}48\ g\ de\ soluto}$$

También, partiendo del dato inicial, determinamos la masa de la disolución mediante la densidad de la misma (1,19 g/mL), que es:

$$m = V \times d = 1000 \times 1{,}19 = \mathbf{1.190\ g\ de\ disolución}$$

y con este dato, determinamos la masa del disolvente, que será la diferencia entre la masa de la disolución y la del soluto:

$$1.190 - 225{,}48 = \mathbf{964{,}52\ g\ de\ disolvente}$$

Finalmente, determinamos el volumen de disolvente, aunque no lo necesitemos en la mayor parte de las ocasiones, que coincidirá numéricamente con su masa dado que la densidad del agua es 1 g/mL.

Y una vez completada la tabla, podemos calcular ya cualquier expresión de la concentración:

g / litro = 225,48 / 1 = **225,48 g/litro**

% en peso = 225,48 × 100 / 1190 = **18,95 %**

Molaridad: ***M*** = 5,64 mol/1 litro = **5,64 MOLAR** (es el dato que se nos facilita el enunciado)

Normalidad: ***N*** = M × v = 5,64 × 1 = **5,64 Normal**

Molalidad: ***m*** = 5,64 mol soluto/0,96452 kg disolvente = **5,85 molal**

Fracción molar soluto: X = 5,64 moles soluto / (5,64 + 53,58) = 5,64 / 59,22 = **0,095**

36 Se prepara una muestra de 50,00 mL de una disolución acuosa que contiene 1,08 g de una proteína del plasma sanguíneo, seroalbúmina humana. La disolución tiene una presión osmótica de 5,85 mm Hg a 298 K. ¿Cuál es la masa molar de la albúmina?

Solución

Lo primero que tenemos que hacer es expresar la presión osmótica en atmósferas, es decir:

$$\pi = 5{,}85 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 7{,}70.10^{-3} \text{ atm}$$

Ahora, utilizamos la expresión de la presión osmótica, en la que el número de mol de soluto (n) se puede expresar como la masa del soluto (m) dividida por la masa molar (Mm):

$$\pi \text{ x } V = n \times R \times T; \qquad \pi = \frac{n \times R \times T}{V}; \qquad \pi = \frac{(m/Mm) \times R \times T}{V}$$

$$Mm = \frac{m \times R \times T}{\pi \times V}$$

Sustituyendo los datos del enunciado tenemos que:

$$Mm = \frac{m \times R \times T}{\pi \times V} = \frac{(1{,}08 \text{ g}) \times (0{,}082 \text{ atm.L/mol.K}) \times (298 \text{ K})}{(7{,}70.10^{-3} \text{ atm}) \times (0{,}0500 \text{ L})} = 6{,}86.10^{4} \text{ g/mol}$$

$M = 6{,}86.10^{4}$ g/mol

37 Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una disolución cuya presión osmótica, a 18 °C, es de 750 mm Hg; sabiendo que la masa molar de la anilina es 93,12 g/mol.

Solución

Nos piden que determinemos la masa en gramos de anilina y los datos que tenemos son:

Soluto anilina: masa molar = 93,12 g/mol

Disolvente agua: no hay datos

Disolución: volumen = 200 mL

Temperatura = 18 °C

Presión osmótica = 750 mm Hg

Aplicamos las ecuaciones de la presión osmótica, siendo *M (molaridad)*:

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V}; \qquad \pi = M \times R \times T$$

Ambas ecuaciones podrían ser usadas para calcular el número de mol de anilina necesarios para preparar la disolución, sin embargo, como en los datos nos dan el volumen de la disolución sería más conveniente utilizar la ecuación primera, sin olvidarnos de convertir las unidades de presión en atmósferas, volumen a litros y temperatura a grados Kelvin.

Conversión de unidades:

Temperatura (K) = T(°C) + 273,15 $\rightarrow$ T(K) = 18 + 273,15 $\rightarrow$ T(K) = 291,15

Volumen $\rightarrow$ 1000 mL $\rightarrow$ 1 L
200 mL $\rightarrow$ X L

X = 0,2 L

Presión $\rightarrow$ 760 mm Hg $\rightarrow$ 1 atm
750 mm Hg $\rightarrow$ X atm

X = 0,987 atm

Ahora, sustituyendo los datos en la expresión de la presión osmótica, podemos calcular los mol de anilina existente en la disolución (*n*):

$$\pi = \frac{n \times R \times T}{V}$$

$$0{,}987 \text{ atm} = \frac{n \times (0{,}082 \text{ atm.L/mol.K}) \times (291{,}15 \text{ K})}{0{,}2 \text{ L}}$$

***n* = 0,0083 mol**

Transformando los mol a masa en gramos tenemos que:

93,12 g $\rightarrow$ 1 mol
X g $\rightarrow$ 0,0083 mol

X = 0,7699 g

La masa de anilina es 0,7699 g.

Autoevaluación

1 Si 20 litros de aire se colocan dentro de un recipiente a una presión de 1 atm, y se presiona el gas hasta alcanzar el valor de 2 atm. ¿Cuál será el volumen final de la masa de aire si la temperatura se mantiene constante?

Solución

Este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Boyle-Mariotte**.

$$V_2 = 10 \text{ L}$$

2 Tenemos dos recipientes A y B comunicados con una llave de paso. Con la llave cerrada, el recipiente A contiene 12 litros de oxígeno gas que ejerce una presión de 50.000 Pa, y el recipiente B está vacío. Calcular la capacidad del recipiente B sabiendo que, después de abrir la llave de paso, la presión del gas es de 20.000 Pa y la temperatura se mantiene constante.

Solución

Como todo ocurre a temperatura constante para solucionar el ejercicio debemos aplicar la **Ley de Boyle-Mariotte**.

Por lo tanto la **capacidad del recipiente B es de 18 L.**

$$V_B = 18 \text{ L}$$

3 Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm. si la temperatura no cambia?

Solución

Como la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la **Ley de Boyle: $V_2 = 68{,}4\ cm^3$.**

4 Qué volumen ocupa un gas a 980 mm de Hg, si el recipiente tiene finalmente una presión de 1,8 atm y el gas se comprime a 860 cm^3?

Solución

En este ejercicio estamos relacionando presión (P) con volumen (V), a temperatura constante, por ello aplicamos la **Ley de Boyle-Mariotte** (presión y volumen son inversamente proporcionales).

A una presión de 980 mm Hg dicho gas ocupa un **volumen de 1,2 L (1.200 centímetros cúbicos)**.

5 Una muestra de gas tiene un volumen de 80 mL a 50 °C. ¿Qué volumen ocupará la muestra a 0 °C, si la presión se mantiene constante, así como la masa de gas.

Solución

Este ejercicio relaciona temperatura y volumen, además mantiene la presión constante y no dice nada de aumento o disminución de materia por lo que se entiende que la materia se mantiene constante, debido a lo anterior este ejercicio lo podemos solucionar mediante la **Ley de Charles Gay Lussac**: **$V_2 = 67{,}62$ mL.**

6 El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20 °C. Calcular el volumen a 90 °C si la presión permanece constante.

Solución

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la **Ley de Charles y Gay-Lussac: V_2 = 247,78 cm^3.**

7 ¿Qué volumen ocupa un gas a 30 °C, a presión constante, si la temperatura disminuye un tercio (1/3) ocupando 1.200 cm^3?

Solución

En este problema estamos relacionando volumen (V) con temperatura (T) a presión constante, por lo tanto aplicamos la **Ley de Charles-Gay Lussac**.

A 30 °C (303 K) el gas ocupa un volumen de 1,24 L (1.240 cm^3).

8 ¿Cuál será la presión que adquiere una masa gaseosa de 200 cm^3 si pasa de 30 °C a 70 °C y su presión inicial es de 740 mm de Hg y el volumen permanece constante?

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, y se relaciona la presión con la temperatura, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac: P_2 = 837,64 mm Hg.**

9 ¿Cuál será la presión de un gas al ser calentado de 20 °C a 140 °C si su presión inicial es de 4 atmósferas? (el volumen es constante)

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac**: **P_2 = 5,64 atm.**

10 Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mm Hg cuando su temperatura es de 25,0 °C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mm Hg?

Solución

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, y se relaciona la presión con la temperatura, podemos aplicar la **Ley de Gay-Lussac**. **La nueva temperatura deberá ser 233,5 K o lo que es lo mismo -39,5 °C.**

11 Un gas ocupa un volumen de 2 L en condiciones estándar. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50 °C?

Solución

Como partimos de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que varían las tres variables y queremos conocer el volumen (la masa (*n*) permanece contante), podemos utilizar la **Ley Combinada de los gases ideales: V_1 = 1,18 L.**

12 Se tiene una masa de oxígeno, que ocupa un volumen de 200 litros a una temperatura de 97 °C y una presión de 100,8 kPa. Calcular a qué temperatura ese mismo gas ocupará un volumen de 150 L si la presión es de 103,5 kPa.

Solución

Como partimos de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que cambian las tres variables y queremos conocer la temperatura (la masa (*n*) permanece contante), podemos utilizar la **Ley Combinada de los gases ideales: T_2 = 284,93 K.**

13 Un hidrocarburo contiene 85,63% de carbono y 14,37% de hidrógeno. Sabiendo que, en condiciones estándar, su densidad es 1,258 g/L, calcular la fórmula empírica, fórmula molecular y masa molecular del hidrocarburo. (Masas atómicas: C = 12,00, H = 1,01).

Solución

La **Fórmula Empírica** → **n(CH_2)**

Para calcular la masa molecular, utilizamos la **Ecuación de estado de los gases ideales**, obteniéndose que la **masa molecular** es: **M = 28.**

Como la masa de la fórmula empírica y la fórmula molecular es → **$(CH_2)_n$**, la fórmula molecular será:

Fórmula molecular será → **C_2H_4**

14 Un recipiente contienen 100 L de O_2 a 20 °C. Calcular: *a)* la presión del O_2, sabiendo que su masa es de 3,43 kg. *b)* El volumen que ocupará esa cantidad de gas en condiciones estándar.

Solución

a) Aplicamos la **Ecuación general de los gases** → **Presión = 25,75 atm**

b) Para calcular el volumen que ocupan los 107,19 mol en condiciones estándar podemos volver a aplicar la **Ecuación de estado de los gases ideales**, con las condiciones estándar o calcularlo sabiendo que 1 mol de gas en condiciones estándar ocupa siempre 22,4 L: **V = 2.401 L.**

15 Tenemos 4,88 g de un gas de fórmula SO_2 o SO_3. Para resolver la duda, lo introducimos en un recipiente de 1 L y observamos que la presión que ejerce a 27 °C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata? (Masas atómicas: (S) = 3; A(O) = 16).

Solución

Aplicando la **Ecuación general de los gases** podemos calcular los mol correspondientes a esos 4,88 gramos de gas: ***n* = 0,061 mol de O_2** y así saber que la **fórmula del gas será SO_3.**

16 Si 10 g de peróxido de sodio (Na_2O_2) reaccionan con agua (H_2O) para producir hidróxido de sodio (NaOH) y oxígeno (O_2). *a)* Escribir la reacción química balanceada, *b)* ¿cuántos litros de oxígeno se producirán a 20 °C y 740 mm Hg? (Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1).

$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$$

Solución

a) Ecuación química balanceada:

$$2\ Na_2O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ NaOH + O_2$$

b) Primero tenemos que calcular el número de mol de oxígeno, y después aplicamos la **Ecuación de los gases ideales** para obtener el volumen: **V = 1,58 L de O_2.**

17 ¿Qué cantidad de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se necesita para preparar 100 cm^3 de disolución 0,2 molar? (Masa molecular glucosa = 180 g/mol).

Solución

X = 36 g de glucosa.

18 Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M (HNO_3) a partir de un ácido nítrico comercial de densidad 1,50 g/cm^3 y 33,6% de riqueza en peso. ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial? (Masas atómicas: H = 1, N = 14; O = 16).

Solución

V = 25 cm^3 de disolución comercial.

19 El ácido fluorhídrico concentrado, HF, tiene habitualmente una concentración del 49% en masa y su densidad relativa es 1,17 g/mL. *a)* ¿Cuál es la molaridad de la disolución? y *b)* ¿cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 mL de este ácido con 1 L de ácido fluorhídrico 2 M?

Solución

a) ***M* = 28,65 mol/L.**

b) ***M* = 10,88 mol/L.**

20 ¿Cuál es la normalidad (N) de una disolución que contiene 250 g de $CaCL_2$ en 1.500 mL de disolución? (Masas atómicas: Cl = 35,5; Ca = 40).

Solución

La normalidad (N) de una disolución que contiene 250 g de $CaCL_2$ en 1.500 mL de disolución es: **3 N.**

21 Hallar la normalidad y la molaridad de una disolución acuosa de hidróxido de bario, $Ba(OH)_2$, que contiene 42,8 g en 5 litros disolución. (Masas atómicas: H = 1; O = 16, Ba = 137,34).

Solución

La Molaridad será: ***M* = 0,05.**

Y la Normalidad: ***N* = 0,10.**

22 ¿Cuál es la Normalidad (*N)* de una disolución de 7,00 g/Litro de $CuSO.5H_2O$. (Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5).

Solución

N = 0,056 eq/Litro = 0,056 N.

23 Tenemos 2 g de $Al(OH)_3$ en 250 mL de disolución. Calcular la Normalidad, *N,* de esta disolución. (Masas atómicas: H = 1, O =16; Al = 27).

Solución

N = 0,31.

24 Se disuelven 20 g de NaCl (masa molecular = 58,5 g/mol) en 35 g de H_2O. ¿Cuál será la molalidad de la disolución?

Solución

m **= 9,77.**

25 Determinar la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, en 200 g de agua, H_2O, si la densidad de esta disolución en 1050 kgm^{-3}. (Masas atómicas: Ca = 40 ; O = 16 ; H = 1).

Solución

Molaridad → ***M*** **= 0,80.**

Molalidad → ***m*** **= 0,81.**

Fracción molar soluto → X_s **= 0,014.**

26 Si tenemos una disolución que contiene 40 g de agua (A) y 10 g de sacarosa (B), ¿cuál es el porcentaje en masa o peso de sacarosa?

Solución

El porcentaje en masa de sacarosa es el 20%.

27 Si 30 gramos de azúcar se disuelven en 100 gramos de agua, ¿cuál es el porcentaje en masa de azúcar en la disolución?

Solución

El porcentaje en masa de azúcar en la disolución es del 23,1%.

28 ¿Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 150 gramos de cloruro de sodio para producir una disolución al 20% en peso?

Solución

Se deberán usar **600 g de** H_2O**.**

29 Un ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,8 g/mL tiene una pureza del 90,5%. Calcular: *a)* su concentración en g/L; *b)* su molaridad; *c)* el volumen necesario para preparar ¼ de litro de disolución 0,2 M (Datos: Masa molecular (H_2SO_4) = 98g/mol).

Solución

a) Concentración en g/L → **1.629 g/L.**

b) Molaridad → ***M* = 16,62.**

c) El volumen necesario para preparar ¼ de litro de disolución 0,2 M → **V= 3 cm^3.**

30 Determinar todas las expresiones de la concentración de una disolución de ácido clorhídrico del 18,43% en peso y densidad 1,130 g/mL. (Masas atómicas: CL = 35,5; H = 1).

Solución

Expresión de la concentración en:

g / litro = **208,26 g/litro.**

% en peso = **18,43.**

Molaridad: *M* = 5,70 MOLAR.

Normalidad: *N* = **5,70 Normal.**

Molalidad: *m* = **6,18 molal.**

Fracción molar soluto: X_{soluto} = **0,100.**

31 Se midió la presión osmótica de una disolución acuosa de cierta proteína a fin de determinar su masa molar. La disolución contenía 3,50 mg de proteína disueltos en agua suficiente para formar 500 mL de disolución. Se encontró que la presión osmótica de la disolución a 25 °C era de 1,54 mm Hg. Calcular la masa molar de la proteína.

Solución

Aplicando la expresión de la presión osmótica tenemos que la masa molar de la proteína es **85,37.**

32 Calcular la masa molecular de una enzima, sabiendo que 0,1 g de la misma disueltos en 20 mL de benceno (C_6H_6) producen una presión osmótica de 2,65 mm Hg, a 25 °C. (Suponer que el volumen de la disolución se mantiene en 20 mL).

Solución

Aplicando la expresión de la presión osmótica tenemos que **la masa molecular de la enzima será de 35 000 gramos.**



Estructura del átomo. Clasificación periódica

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

TABLA PERIÓDICA

Contenidos

— Partículas fundamentales de los átomos: electrón, protón y neutrón.

— El núcleo: número atómico y número másico.

— Isótopos y peso atómico.

— El átomo está cuantizado. Números cuánticos.

— Orbitales atómicos: tipos y distribución de los orbitales.

— Estructura electrónica de los átomos: configuración electrónica. Reglas y principios para establecer la configuración electrónica.

— Descripción del Sistema Periódico: períodos y grupos.

— Clasificación de los elementos.

— Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Objetivos

— Profundizar en el conocimiento íntimo de la materia.

— Conocer las partículas subatómicas fundamentales y sus características.

— Describir la estructura general de los átomos.

— Definir los conceptos de número atómico y número másico y su empleo en la deducción del número de cada una de las partículas fundamentales que constituyen un átomo o ion.

— Entender el concepto de isótopo e identificar las semejanzas y diferencias que tienen dos isótopos de un elemento.

— Describir las características principales de los modelos atómicos más importantes, valorando las aportaciones científicas de cada uno de ellos.

— Conocer y diferenciar los conceptos de orbital atómico y órbita electrónica.

— Conocer el significado de los números cuánticos, los valores que pueden tomar, así como su relación con los orbitales atómicos y sus distintos tipos.

— Utilizando los valores posibles de los números cuánticos, conocer las configuraciones electrónicas de los elementos químicos conocidos.

— Conocer y aplicar las reglas para el llenado de los orbitales.

— Saber predecir qué estructura es más estable de varias posibles.

— Comprender el fundamento del Sistema Periódico de los elementos y su subdivisión en grupos y períodos.

— Aplicar el concepto del electrón de valencia y valorar su importancia.

— Conocer el Sistema Periódico actual, definir las propiedades periódicas más características, así como su variación en el Sistema Periódico.

— Comprender la relación entre las propiedades de los elementos, sus configuraciones electrónicas y su posición en la Tabla Periódica.

Introducción

En el siglo XIX se asienta la idea de que la materia estaba formada por entidades elementales llamadas átomos, que eran indivisibles. Sin embargo, diversos hechos experimentales pusieron en entredicho la indivisibilidad de los mismos, por lo que la comunidad científica comenzó a realizar una serie de experimentos, en diferentes campos de conocimientos, que les condujeron a considerar que los átomos eran divisibles. Intentaron averiguar qué partículas elementales componían los átomos y, una vez conocida la naturaleza de dichas partículas, a continuación se estudio cómo estaban distribuidas en su interior. El descubrimiento de los componentes de los átomos y la investigación de sus estructuras constituye uno de los temas más interesantes de la historia de la ciencia.

Las investigaciones sobre el átomo llevaron a establecer unos modelos atómicos que permitieran explicar la estructura intima de la materia. De todos ellos, en esta unidad, sólo destacaremos brevemente las aportaciones de Schrödinger, Heisenberg y Bohr, por su contribución, entre otros muchos científicos, al modelo de la teoría cuántica moderna.

Los primeros años del siglo XIX fueron especialmente prolíficos en lo que respecta al descubrimiento de nuevos elementos químicos. A medida que se fueron describiendo más elementos y compuestos, los científicos de la época trataron de encontrar relaciones entre los diferentes elementos, con el fin de establecer una clasificación de los mismos que mostrara las semejanzas y diferencias de comportamiento. El estudio de algunas de sus propiedades, como la reactividad o el poder de combinación, puso de manifiesto que algunos elementos se comportaban químicamente de manera parecida, mientras que otros presentaban grandes diferencias. Así surgió la idea de agruparlos y establecer un orden para clasificar los elementos, que facilitara su estudio y el de sus propiedades.

A lo largo de la historia han sido numerosos los ensayos realizados para ordenar y clasificar los elementos químicos. Entre los diversos intentos de clasificación, el que tuvo más éxito fue el de Mendeleiev que vió que la masa de los átomos era su propiedad más característica, por lo que comenzó a buscar alguna relación entre ella y las propiedades químicas de los elementos, agrupando todos los elementos químicos, entonces conocidos, según orden creciente de su masa atómica, colocándolos de forma que quedaran en una misma columna los elementos que tuvieran las mismas propiedades. La Tabla periódica de Mendeleiev presentaba varios defectos, que fueron subsanados cuando se tomó como criterio de ordenación el número atómico, en lugar de la masa atómica. De hecho, el fundamento experimental del Sistema Periódico de los elementos es la Ley Periódica: algunas propiedades se repiten periódicamente cuando los elementos se disponen en orden creciente de número atómico.

El conocimiento de la estructura electrónica de los diferentes átomos ha permitido sistematizar de modo sorprendente los fenómenos químicos, y nos ha llevado al Sistema Periódico vigente, en la que los elementos se agrupan en filas (períodos) y columnas (grupos o familias). La relación existente entre dicha estructura y la posición que ocupa un elemento en la Tabla nos ha permitido explicar las propiedades similares que presentan los elementos de una misma columna (grupo), así como las variaciones de las propiedades de los elementos, tanto verticalmente (entre elementos de un mismo grupo), como horizontalmente (entre elementos de un mismo período).

El conocimiento de estas propiedades es fundamental, pues nos ayuda a comprender la reactividad y el comportamiento químico de los compuestos formados por la combinación de varios átomos.

Esta unidad se iniciará con el estudio de la estructura del átomo, en especial de la estructura electrónica que es la responsable de las propiedades químicas. Se verán las partículas fundamentales componentes del átomo, protón, electrón y neutrón, y se mencionarán brevemente los principales modelos atómicos, para estudiar con más detalle el modelo actual del átomo, utilizando el concepto de orbital. A continuación, se realiza un detenido estudio de las configuraciones electrónicas de los átomos, es decir, cómo se disponen los electrones alrededor del núcleo en distintos niveles y subniveles energéticos. Se justificará el por qué del Sistema periódico, estudiando las causas de la variación periódica de diversas propiedades características de los elementos.

La importancia y utilidad de la Tabla periódica radica en el hecho de que mediante el conocimiento de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o período se predicen, con bastante exactitud, las propiedades fisicoquímicas de cualquier elemento, aun cuando sea un elemento poco conocido, el tipo de enlaces que pueden formar unos átomos con otros y de aquí predecir las propiedades de la mayoría de los compuestos. Por ello, se deduce que el Sistema Periódico, que veremos en esta unidad, es la base fundamental de toda la Química.

Desarrollo de los contenidos

Este tema se inicia con el estudio de los átomos, que pueden descomponerse, espontánea o artificialmente, en otras partículas más elementales. Una gran variedad de experimentos, llevados a cabo por numerosos investigadores, han llevado al conocimiento de un elevado número de partículas elementales constitutivas de los átomos, de las cuales sólo veremos las fundamentales: electrón, protón y neutrón, necesarias para construir un modelo atómico satisfactorio.

La Química es una ciencia muy amplia y compleja, por ello, para facilitar su conocimiento se ha intentado, desde los primeros tiempos de su desarrollo, establecer correlaciones entre las propiedades fisicoquímicas de las sustancias químicas y la estructura de las moléculas, átomos o iones que las forman. En este sentido, la Clasificación Periódica, que vamos a ver en este Tema, es considerada como una de las mejores y más útiles clasificaciones de la Ciencia. El Sistema Periódico está basado en la estructura electrónica de los átomos, de la que dependen sus propiedades químicas, y es la base fundamental de toda la Química.

1. PARTÍCULAS FUNDAMENTALES DE LOS ÁTOMOS: ELECTRÓN, PROTÓN Y NEUTRÓN

1.1. Partículas fundamentales de los átomos

En 1808, el científico inglés J. Dalton, formula la llamada *Teoría atómica de Dalton* (Tema n.º 1) en la que establecía que la materia era discontinua y estaba formada por partículas elementales inalterables e indivisibles, llamadas *átomos*.

Hasta principios del siglo XX, los químicos y los físicos, utilizaron el modelo atómico de Dalton, a pesar de ciertos hechos experimentales que ponían en duda dicho modelo.

La palabra **átomo**, proviene del griego, y su significado sería que no puede dividirse, o sea que es indivisible. El átomo, actualmente es considerado la menor porción de materia existente.

Átomo es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

Tomando como base la Teoría atómica de Dalton, un átomo se puede definir de la siguiente manera: es *la unidad más pequeña de un elemento químico que man-*

tiene su identidad o sus propiedades (tiene existencia propia), y que no es posible dividir mediante procesos químicos.

Como se ha indicado, Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones realizadas entre finales del siglo XIX y principios del XX, demostraron que los átomos no son indivisibles, como proponía Dalton, sino que tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas por ello **partículas subatómicas** que son: electrones, protones y neutrones (Figura 1, Tabla 1). El estudio de la estructura interna de los átomos se ha realizado, en general, utilizando técnicas experimentales en las que ondas electromagnéticas interaccionan con ellos. No obstante, se confirmó la idea de que los átomos pueden considerarse como unidades indivisibles en todas las transformaciones químicas.

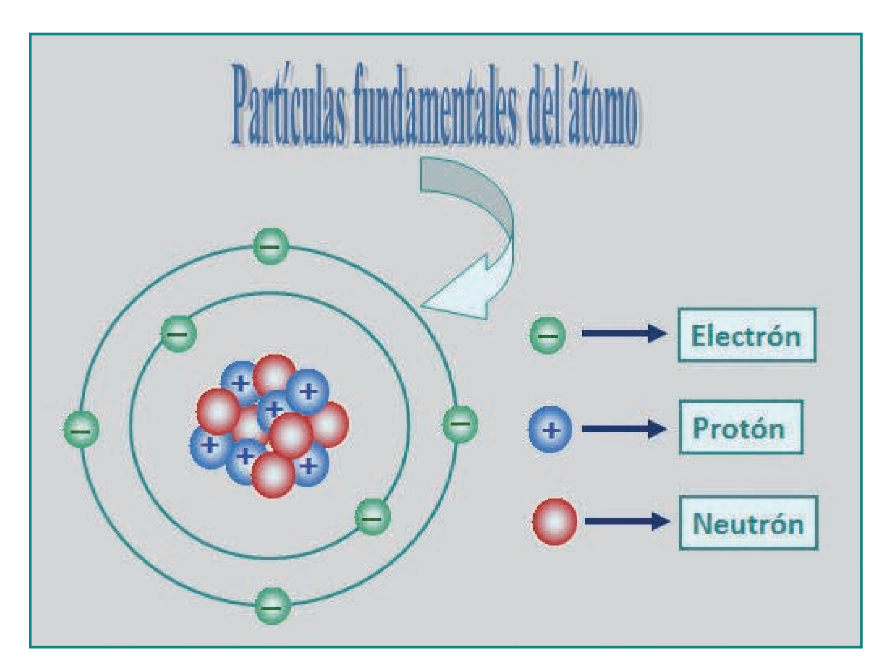


Figura 1. Partículas subatómicas del átomo.

Tabla 1. Partículas fundamentales del átomo

Partícula	Carga[a]	Masa (uma)[b]
Electrón *(e)*	–1	0,0005
Protón *(p)*	+1	1
Neutrón *(n)*	0	1

a) Como unidad atómica de carga eléctrica se toma la del electrón que, en valor absoluto, es igual a $-1{,}602.10^{-19}$ culombios.
b) Se refiere a la masa aproximada, la masa exacta de cada partícula se especifica en el apartado correspondiente.

En la actualidad se han identificado más de 200 partículas elementales, como el positrón, neutrino, mesones, etc., sin embargo, para el estudio del comportamiento químico de las sustancias es suficiente hacer referencia al electrón, protón y neutrón, que son las partículas fundamentales que estudiaremos en este Tema.

1.2. Electrón

El electrón fue la primera partícula subatómica descubierta y durante algún tiempo fue la única conocida.

En 1897, el físico inglés J. J. Thomson (Figura 2), al estudiar el comportamiento y los efectos de los rayos catódicos comprobó que estaban constituidos por partículas negativas cuya naturaleza era independiente del gas que se encerrara en el tubo. Este hecho le llevó a pensar que estas partículas debían ser constituyentes fundamentales de toda la materia y las llamo **electrones**, suponiéndolas como partículas elementales (o átomos) de la electricidad o como cargas eléctricas elementales. Por este descubrimiento, en 1906 J. J. Thomson recibió el Premio Nobel de Física.

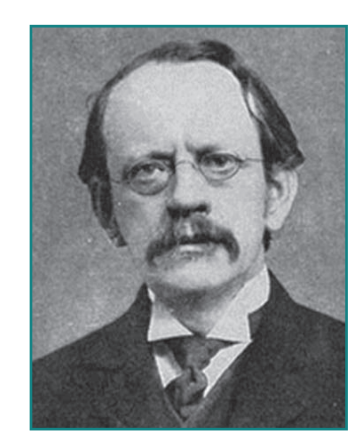


Figura 2. J. J. Thomson.

En 1911, el físico americano R. Millikan determinó experimentalmente el valor de la carga del electrón de $-1{,}602189.10^{-19}$ culombios (C), por lo que también recibió el Premio Nobel de Física en 1923. De ese dato y de otros anteriores se dedujo el valor de su masa de $9{,}109534.10^{-31}$ kg o 0,00055 uma.

1.3. Protón

La existencia de una partícula subatómica de carga negativa llevó a los científicos a plantear la búsqueda de una partícula subatómica de carga positiva, necesaria porque conocían que la materia era neutra. Por este motivo se consideró la existencia de otra partícula fundamental del átomo a la que se denominó **protón**, cuya carga, en valor absoluto, era igual a la del electrón, aunque sus masas fuesen diferentes.

La carga del protón es: $+ e = +1{,}602189.10^{-19}$ culombios (C) y su masa es 1840 veces la masa del electrón, es decir $m_p = 1{,}672649.10^{-27}$ kg o 1,00728 uma.

Puesto que los átomos neutros daban origen a protones y electrones, a ambas partículas se las considero como partes integrantes de los átomos, existiendo en cada uno el mismo número de protones que de electrones. Así, en el caso del hidrógeno cada uno de sus átomos estaría constituido por un protón y un electrón.

1.4. Neutrón

En 1920, el científico E. Rutherford (Figura 3) observó que la suma de las masas de los electrones y protones, que forman un átomo, era muy inferior a la masa total del átomo llamada *masa atómica*. Así, comprobó que la mayoría de los átomos exhibían, aproximadamente, una masa atómica doble a la esperada. Por tanto, hasta confirmarlo experimentalmente, Rutherford postuló la existencia de otra partícula subatómica, denominada **neutrón**, que carecía de carga eléctrica, poseía una masa, aproximadamente, igual a la del protón y estaba situada en el núcleo.

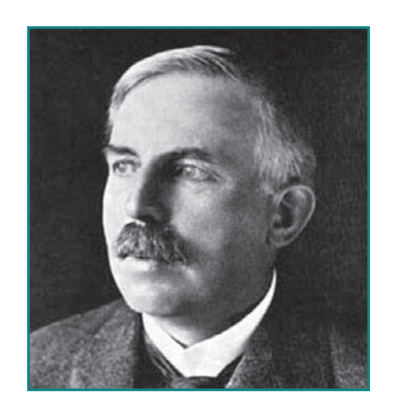


Figura 3. Ernest Rutherford.

Posteriormente, el físico inglés J. Chadwick detectó la existencia de una partícula subatómica en una reacción nuclear, confirmando así la existencia del neutrón, con carga 0 culombios y masa (m_n) de $1{,}6674954.10^{-27}$ kg ó 1,00866 uma.

El neutrón, al no tener carga eléctrica, no sufría desviaciones frente a campos magnéticos y eléctricos, lo que dificultó mucho su estudio. Sin embargo, posteriormente, debido a las características que presenta, se ha convertido en una partícula esencial para penetrar y romper ciertos núcleos, es decir, son fundamentales en las denominadas reacciones nucleares.

A diferencia del electrón y del protón, fuera del núcleo los neutrones no son estables, y su vida media es del orden de unos 12,8 minutos. Normalmente, son siempre absorbidos antes de poder observarlos, de ahí que su existencia haya pasado desapercibida durante mucho tiempo.

2. EL NÚCLEO: NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSICO

2.1. El núcleo atómico

Los conocimientos actuales de la estructura atómica están basados en un gran número de experimentos, llevados a cabo por una gran variedad de científicos.

El primer modelo atómico fue propuesto por Thomson y, aunque tuvo una vida muy corta, fue de gran importancia ya que constituyó el inicio del estudio en profundidad del átomo. El modelo de Thomson consideraba que la carga y la masa estaban uniformemente repartidas en el átomo, es decir, que éste estaba formado por una esfera con carga positiva uniforme y en cuyo interior estaban embebidos los electrones. Sin embargo, los resultados obtenidos en numerosos experimentos obligaron a los científicos a pensar en una estructura atómica diferente.

Como resultado de todas estas investigaciones se dedujo que el átomo está constituido por dos zonas o partes bien diferenciadas: una corteza electrónica y un núcleo atómico (Figura 4).

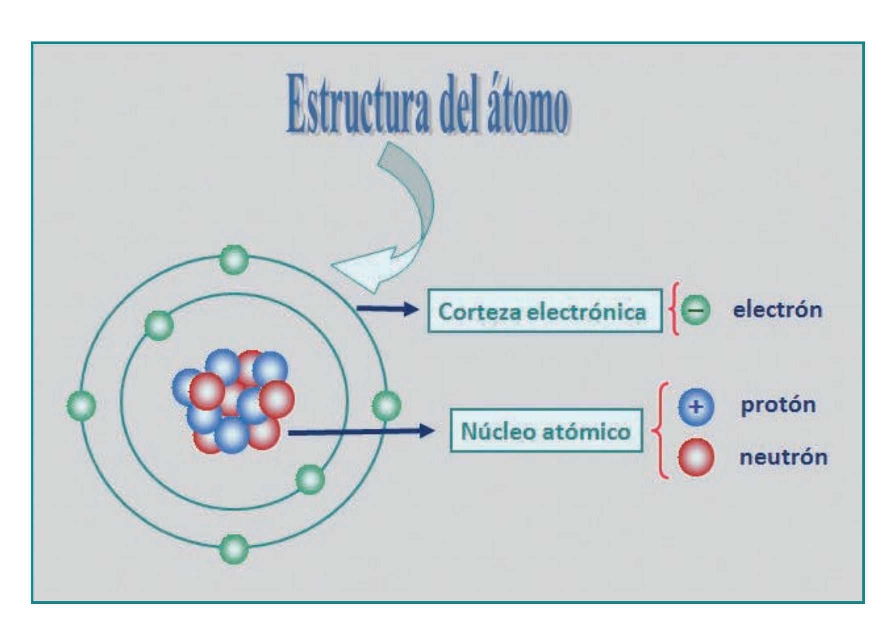


Figura 4. Estructura del átomo.

En el átomo, los protones y neutrones forman un **núcleo atómico** central extremadamente pequeño (de radio aproximado 10^{-15} m, unas 100 000 veces más pequeño que el radio del átomo) y muy pesado (más del 99% de la masa del átomo). En el núcleo se concentra prácticamente toda la masa atómica pero, en cambio, el volumen del núcleo es una parte muy pequeña del volumen atómico.

En la **corteza electrónica**, girando en órbitas circulares a grandes distancias alrededor del núcleo, se mueven los electrones. Los más externos son los que definen el volumen total del átomo. La atracción eléctrica entre los electrones y el núcleo es la fuerza centrípeta que se compensa con la fuerza centrífuga de la masa del electrón girando. Al ser el átomo eléctricamente neutro y tener el protón y el electrón cargas de igual valor, se deduce que el número de electrones de la corteza ha de ser igual al número de protones del núcleo.

Por tanto, en el átomo tenemos tres *partículas fundamentales*: electrón, protón y neutrón y, desde el punto de vista eléctrico, el núcleo que es positivo y la corteza negativa. Ambas cargas en total son iguales, por lo que el átomo es neutro. Y desde el punto de vista másico en el núcleo reside prácticamente la totalidad de la masa del átomo.

2.2. Número atómico

Un átomo se distingue del de otro elemento en el número de partículas subatómicas elementales. En este sentido, se comprobó que en diferentes elementos al pasar de uno al otro el número de protones (y, por tanto, el de electrones) aumentaba de una en una unidad. Así, tenemos que el elemento más ligero es el hidrógeno, H, que tiene un protón, el siguiente, He, tiene dos protones, el Li tres, etc.

De este modo surgió un número denominado **Número atómico,** que indica el número de cargas positivas unitarias (número de protones) y que, como veremos más adelante en este mismo Tema, es igual al número de orden del elemento en la Clasificación Periódica. Se representa con la letra ***Z*** (del alemán: *Zahl*, que quiere decir *número*). El número atómico es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear. Si el átomo es neutro, este valor coincide también con el número de electrones, de manera que el *número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo neutro*.

> **Número atómico,** Z, de un elemento químico representa la carga nuclear positiva de sus átomos, es decir, el número de protones que éstos contienen en el núcleo.

Las propiedades químicas de los elementos dependen solamente del número de electrones de sus átomos (de su distribución exterior, que estudiaremos a continuación), que, como acabamos de ver, en los átomos neutros es igual al número de protones contenidos en el núcleo, esto es, igual al número atómico que, por tanto, es la característica única de cada elemento. Así, todo átomo que tenga tres protones (Z = 3) será el Litio, Li, independientemente del número de las otras partículas, y sea cual sea la forma o combinación química en que se encuentre. Asimismo, el número atómico del Flúor, F, es Z = 9 lo que significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones.

En general, para no tener que recordar el número de orden de cada elemento en el Sistema Periódico, igual a su número atómico Z, se indica éste como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento (Figura 5).

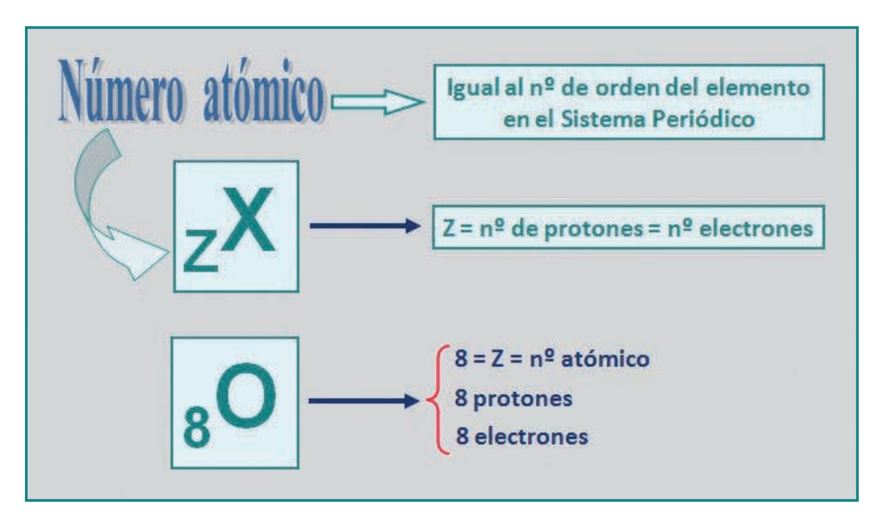


Figura 5. Número atómico de un elemento.

2.3. Número másico

El científico inglés F. W. Aston, hacia 1920, demostró que el elemento Neón natural contenía dos clases de átomos con el mismo número atómico pero diferente masa, es decir, se vio que los átomos de un mismo elemento pueden tener un número variable de neutrones, por lo que su masa atómica también es variable, siendo ésta aproximadamente igual a la suma del número de protones y neutrones. El número de neutrones se indica con la letra *N* y, aunque contribuye a la masa de los átomos, prácticamente no influye en sus propiedades químicas.

El número entero que nos da esta suma total de partículas que hay en el núcleo, número de protones (Z) más número de neutrones *(N)*, se le denominó **Número másico**, y representa la masa del átomo medida en uma, ya que la de los electrones es tan pequeña que puede despreciarse (sólo hace falta tenerlos en cuenta en cálculos muy precisos). El número másico se representa por la letra *A*, que se sitúa como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento (Figura 6). Por tanto, el núcleo de los átomos de un elemento químico está compuesto por un número fijo de protones y un número variable de neutrones, partículas que denominamos conjuntamente **nucleones**. Con excepción de la forma más común del hidrogeno, $^{1}_{1}H$, que tiene 1 protón y no tiene neutrones, todos los demás núcleos atómicos contienen protones y neutrones.

$$A = Z + N$$

Número másico, A, es el número de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento.

Número másico = número de protones + número de neutrones
= número atómico (Z) + número de neutrones (N)

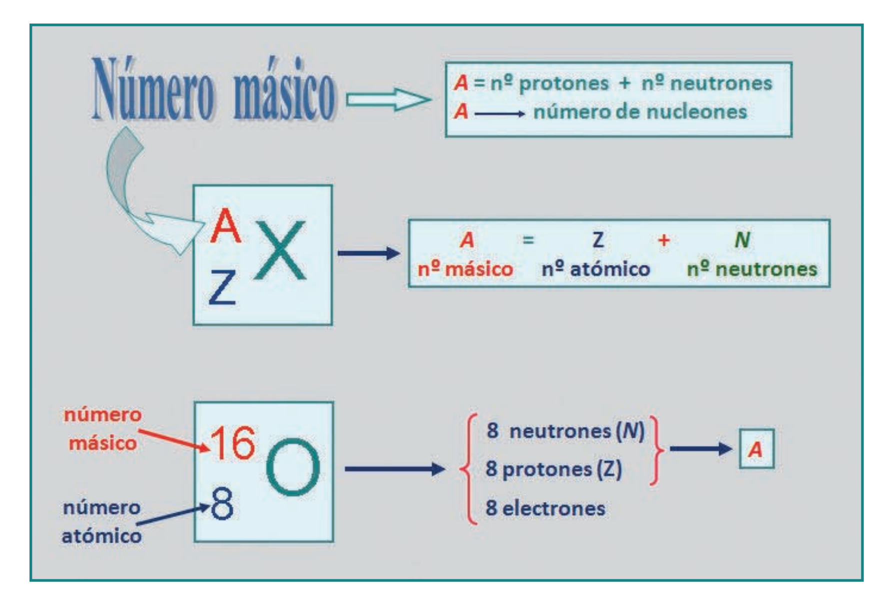


Figura 6. Número másico de un elemento.

Las tres cantidades: número atómico, número de neutrones y número másico, deben ser números enteros positivos. Conocidos el número atómico, Z, y el número másico, *A*, de un elemento, es muy sencillo deducir la constitución de uno de sus átomos, formado por la corteza y el núcleo:

Corteza $\rightarrow$ **número de electrones = Z**

Núcleo $\rightarrow$ $\begin{Bmatrix} \text{número de protones} = Z \\ \text{número de neutrones} = N = A - Z \end{Bmatrix}$

Ejemplos

1. El elemento sodio, Na, tiene un número atómico igual a Z = 11 y un número másico de *A* = 23. Como el número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico (*A* – Z), tenemos que: **Z** = 11 = 11 protones y 11 electrones y ***A*** = 23 = 11 protones + 12 neutrones (Figura 7).

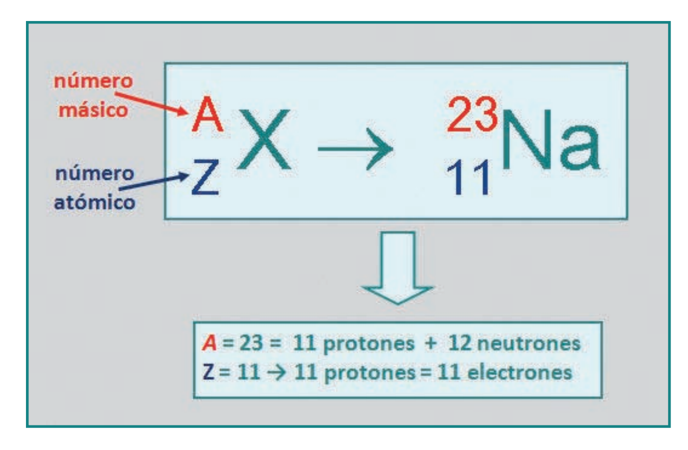


Figura 7. Números atómicos y másicos del sodio, Na.

2. Otro ejemplo es el elemento Carbono, C, con un número atómico Z = 6 y un número másico *A* = 12, por lo que el núcleo está formado por 6 protones y 6 neutrones: **Z** = 6 = 6 protones y 6 electrones y ***A*** = 12 = 6 protones + 6 neutrones (Figura 8).

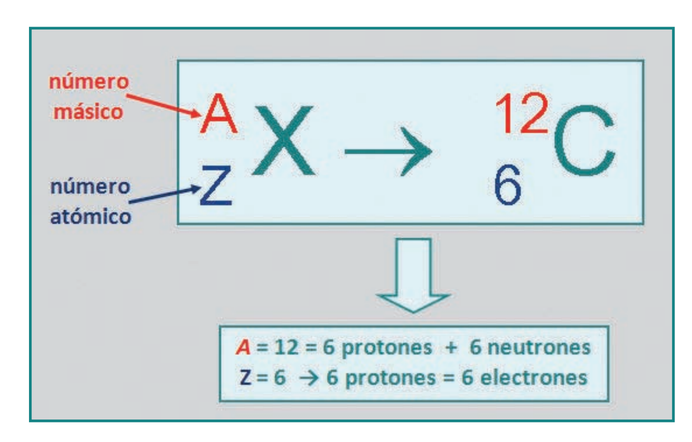


Figura 8. Números atómicos y másicos del carbono, C.

3. El elemento Neón, con un número atómico de 10 y un número másico de 22, lo que significa que su núcleo atómico está formado por 10 protones y 12 neutrones y en su corteza hay 10 electrones: **Z** = 10 = 10 protones y 10 electrones y ***A*** = 22 = 10 protones +12 neutrones (Figura 9).

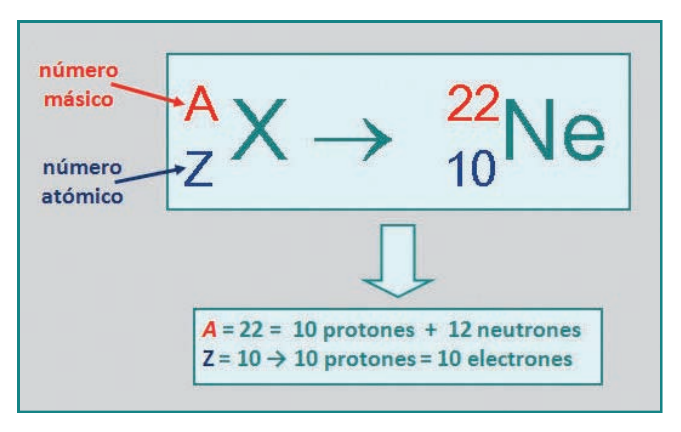


Figura 9. Números atómicos y másicos del neón, Ne.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

De las siguientes proposiciones, indique sí las considera correctas o falsas: *a)* el número atómico es igual al número de protones del núcleo, pero no coincide siempre con el número de electrones del átomo neutro. *b)* El número atómico coincide con el número de protones y es igual para un elemento neutro que para los iones positivos o negativos de dicho elemento. *c)* El número atómico del ion negativo cloruro es igual al del gas noble Ar, que es el elemento que sigue al cloro en la tabla periódica. Razone su respuesta.

Solución

a) **Falso,** en los átomos neutros el número de electrones es igual al número de protones que hay en el núcleo.

b) **Verdadero,** porque para que se formen iones positivos o negativos la diferencia está en el número de electrones.

c) **Falso,** porque en lo que coinciden es en el número de electrones, el número atómico es una característica única de cada elemento.

Ejercicio 2

Completar la siguiente Tabla:

Z	A	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
	56		30		+2
13			14		+3
4	9				+2
	39	19			+1

Solución

En el átomo neutro su carga es 0, y tiene igual número de electrones que de protones, indicado por el número atómico Z. Un átomo con carga positiva, nos indica que ese átomo ha perdido ese mismo número de electrones, que son los que aportan la carga negativa al átomo: carga +2 → n.º electrones = Z – 2 (ha perdido 2 electrones).

Z	A	Protones	Neutrones	Electrones	Carga
26	56	**26**	30	**24**	+2
13	**27**	**13**	14	**10**	+3
4	9	**4**	**5**	**2**	+2
19	39	19	**20**	**18**	+1

3. ISÓTOPOS Y PESO ATÓMICO PROMEDIO

3.1. Isótopos

Todos los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, pero pueden diferenciarse en el número de neutrones, por lo que no tienen la misma masa. La mayoría de los elementos tienen dos o más átomos que tienen el mismo número atómico pero que difieren entre sí únicamente en el número de masa (número másico). A estas distintas formas atómicas de un mismo elemento se les denomina **Isótopos**.

Isótopos son las distintas formas atómicas de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico, Z, pero que difieren en su número másico, A, debido a que poseen distinto número de neutrones.

Para **representar un isótopo**, hay que indicar el número másico (A) propio del isótopo y el número atómico (Z), colocados como superíndice y subíndice, respectivamente, a la izquierda del símbolo del elemento, como ya hemos visto en el apartado precedente.

Así, por ejemplo, anteriormente hemos indicado que todo átomo con tres protones será el Litio. Sin embargo se conocen dos variedades estables de átomos con tres protones:

$$1.^a \rightarrow 3\,p,\ 3\,n,\ 3\,e \longrightarrow \text{Li-6}$$

$$2.^a \rightarrow 3\,p,\ 4\,n,\ 3\,e \longrightarrow \text{Li-7}$$

Como se observa estas dos variedades del Litio se diferencian en el número de neutrones y, por tanto, en su masa atómica. Se dice entonces que el Litio posee dos isótopos: Li-6 y Li-7 (Figura 10).

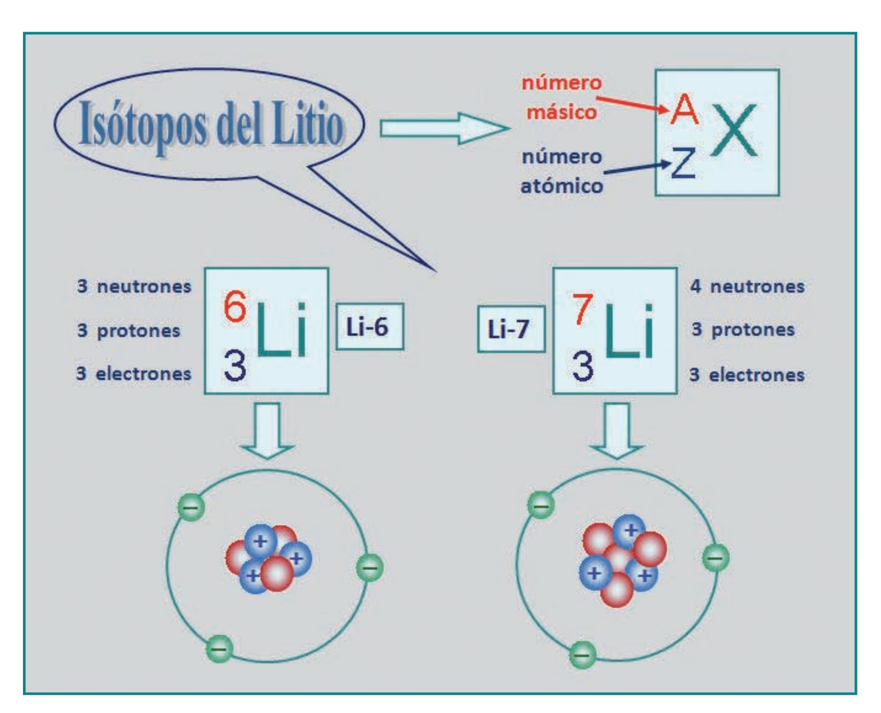


Figura 10. Isótopos del Litio.

Dado que el número de protones es idéntico para todos los átomos del elemento, sólo el número másico, que lleva implícito el número de neutrones en el núcleo, indica de qué isótopo del elemento se trata.

Con excepción del hidrógeno, que tienen un nombre diferente cada isótopo, los isótopos de los elementos se identifican por su número de masa (*A*).

En general, las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y, en condiciones normales, los neutrones no participan en los cambios químicos, sólo afectan, y muy poco,

a algunas propiedades físicas. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos, reaccionarán de manera semejante y son muy difíciles de separar, pero difieren algo en sus propiedades físicas.

La mayoría de los elementos químicos poseen más de un isótopo. Solamente hay 21 elementos (como por ejemplo el berilio, sodio, etc.) que posean un solo isótopo natural.

Los isótopos se pueden clasificar en: isótopos **estables** (como, por ejemplo los del He, Li, B, N, S, Cl, etc.) e **inestables,** que son los que se desintegran espontáneamente emitiendo una radiación por lo que se llaman *isótopos radiactivos* o *radioisótopos*. Hay elementos que tienen isótopos naturales pero inestables, entre ellos el Uranio es el más conocido, que están constantemente en decaimiento, lo que los hace radiactivos. Los isótopos inestables son útiles para estimar la edad de una gran variedad de muestras naturales, como por ejemplo las rocas y la materia orgánica. Para ello es necesario conocer el ritmo promedio de desintegración de determinado isótopo, en relación a los que ya han decaído. Se llama *tiempo de vida media* de un radioisótopo el tiempo requerido para que su radiactividad inicial se reduzca a la mitad. Asimismo, algunos radioisótopos son muy utilizados en quimioterapia, radiología, reactores nucleares y como combustibles de sondas espaciales.

Ejemplos

1. El Hidrógeno presenta tres isótopos y, en este caso particular, cada uno tiene un nombre diferente. Uno de ellos, que se conoce como Hidrógeno (hidrógeno común) o *Protio*, tiene 1 protón y no tiene neutrones. Otro es el isótopo llamado *Deuterio*, que contiene 1 protón y 1 neutrón, y el tercero es el *Tritio* que tiene 1 protón y dos neutrones (Figura 11). El protio y el deuterio se encuentran en la naturaleza. El tritio no se encuentra en forma natural sino que es sintético.

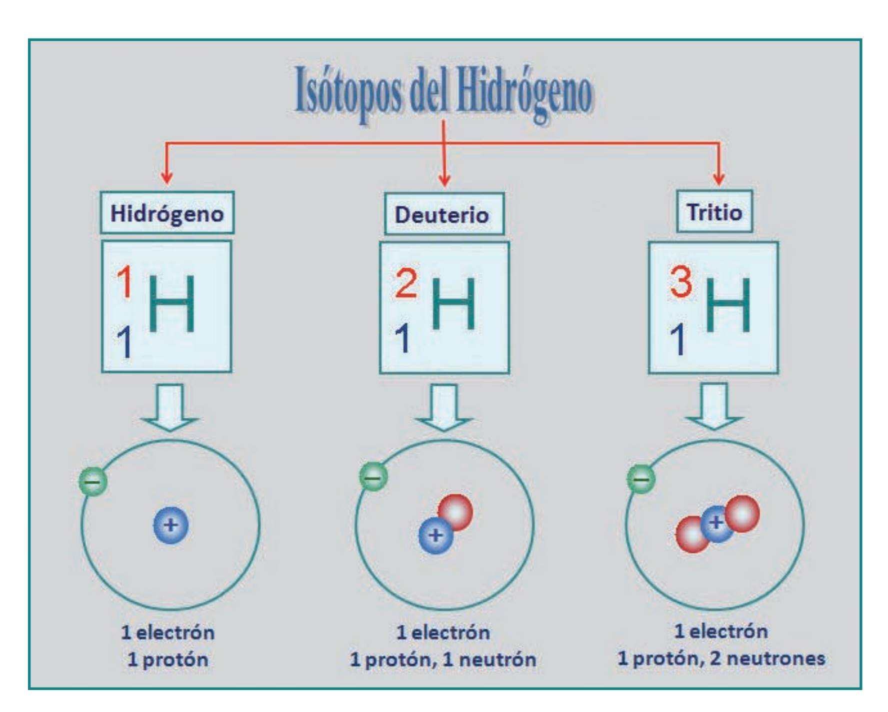


Figura 11. Isótopos del Hidrógeno.

2. Otro ejemplo muy conocido son los isótopos del elemento Carbono, C: carbono-12: $^{12}_{6}C$ (6 protones y 6 neutrones), carbono-13: $^{13}_{6}C$ (6 protones y 7 neutrones) y carbono-14: $^{14}_{6}C$ (6 protones y 8 neutrones) (Figura 12).

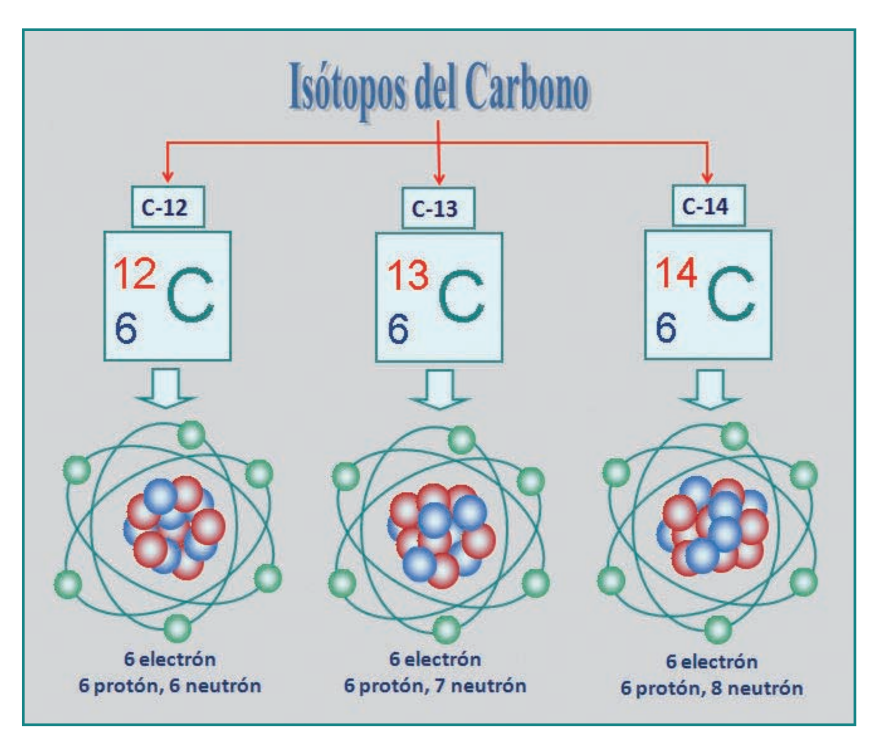


Figura 12. Isótopos del Carbono.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Determinar el número atómico, *Z*, el número de neutrones y el número de electrones del isótopo $^{239}_{94}Pu$.

Solución

Como tenemos que: $Z = 94$ y $A = 239$ ($^{239}_{94}Pu$), para hallar el número de neutrones aplicaremos la fórmula:

$$A = Z + N$$

$$N = A - Z = 239 - 94 = 145$$

Número de neutrones = 145 *N*

En un átomo neutro, el número de protones y el número de electrones es el mismo y, por tanto, igual al número atómico, es decir: **Número de electrones = 94 e^-.**

Ejercicio 2

Cuántos neutrones, protones y electrones tienen cada uno de los siguientes iones: *a)* $^{23}_{11}Na^{+}$, *b)* $^{35}_{17}Cl^{-}$.

Solución

Sabemos por la definición de número atómico y número másico que en un átomo neutro:

$$Z = \text{n.º atómico} = \text{n.º protones} = \text{n.º electrones}$$

$$A = Z + N$$

a) ${}^{23}_{11}Na^{+}$

En este caso Z = 11 y *A* = 23 y se trata de un ion positivo.

En el átomo neutro el número atómico, Z, indica el número de protones que es igual al número de electrones. Como en el ejercicio se trata de un ión positivo, significa que el átomo neutro ha perdido 1 electrón (que es el que tiene carga negativa), por lo tanto tendrá:

10 electrones

11 protones

12 neutrones

b) ${}^{35}_{17}Cl^{-}$

En este caso Z = 17 y *A* = 35 y se trata de un ion negativo.

En el átomo neutro el número atómico, Z, indica el número de protones que es igual al número de electrones. Como en el ejercicio se trata de un ión negativo, significa que el átomo neutro ha ganado 1 electrón (que es el que tiene carga negativa), por lo tanto tendrá:

18 electrones

17 protones

18 neutrones

3.2. Peso atómico promedio

En la naturaleza, la proporción de isótopos que componen un elemento es prácticamente constante, por lo que también es constante la masa (peso) atómica, que es un promedio de las masas de los distintos isótopos.

En un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza recibe el nombre de **abundancia isotópica natural**.

El denominado **peso atómico promedio** de un elemento es una media de las masas atómicas de sus isótopos naturales, ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

Abundancia isotópica relativa es el porcentaje, referido a número de átomos, que corresponde a cada isótopo de un elemento, tal y como se encuentra en la naturaleza.

La mayoría de los autores utilizan indistintamente masa atómica o peso atómico. Sin embargo, lo más correcto es que cuando nos referimos a un *isótopo* concreto se

utilice el término **masa atómica** (también llamada por algunos autores *masa isotópica*), cuyo valor se aproxima mucho a su *número másico*, *A* (éste es siempre un número entero). En cambio, para referirnos a un elemento, se emplea más frecuentemente el término **peso atómico** (peso atómico promedio), magnitud típicamente química, que es un valor promedio de las masas atómicas de los isótopos que forman dicho elemento, teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos.

Peso atómico promedio es el peso promedio ponderado de las masas atómicas relativas de los isótopos constituyentes de un elemento. La ponderación se realiza con las abundancias naturales de los isótopos.

Si hallamos la masa, expresada en unidades de masa atómica, de un átomo de un isótopo concreto de un elemento, obtendremos únicamente la *masa atómica isotópica* correspondiente al isótopo elegido. Sin embargo, para obtener el peso atómico (peso atómico promedio) de un elemento debemos tener en cuenta todos sus isótopos naturales, las masas isotópicas de estos y sus abundancias isotópicas. Para ello se debe multiplicar la masa isotópica del elemento por su abundancia isotópica y sumar los resultados correspondientes a todos los isótopos.

$$\text{Peso atómico promedio} = \frac{A_1.X + A_2.(100 - X)}{100} = \frac{\sum A_i . X_i}{100}$$

siendo: A_i = masa atómica de cada isótopo y x_i = porcentaje (%) en que interviene cada isótopo.

Esto explica que los pesos atómicos de algunos elementos, formados por varios isótopos, difieran bastante de ser números enteros. Por ejemplo, el Cloro, formado por dos isótopos, tiene un peso atómico de 35,45:

Tabla 2. Isótopos del Cloro

Isótopos	Partículas fundamentales	Masa atómica	Abundancia	Peso atómico
Cloro-35	17 *p*, 18 *n*, 17 *e*	34,97	75,5%	35,45
Cloro-37	17 *p*, 20 *n*, 17 *e*	36,94	24,5%	

Otro ejemplo es el del elemento carbono, C, que, como hemos visto con anterioridad, el carbono natural es una mezcla de tres isótopos:

$C^{12} \rightarrow$ 12 umas, 98,9% abundancia
$C^{13} \rightarrow$ 13 umas, 1,1% abundancia
$C^{14} \rightarrow$ 14 umas, 0,0% abundancia

por lo que el peso atómico del carbono natural será:

$$\text{peso atómico carbono} = 12 \times \frac{98{,}9}{100} + 13 \times \frac{1{,}1}{100} + 14 \times \frac{0{,}0}{100} = 12{,}01 \text{ uma}$$

Peso atómico promedio del elemento carbono = 12,01 uma.

Esto quiere decir que no hay ningún átomo de carbono que pese 12,01 uma, ya que este valor es una media ponderada y es el valor que aparece en la Clasificación Periódica (Figura 13).

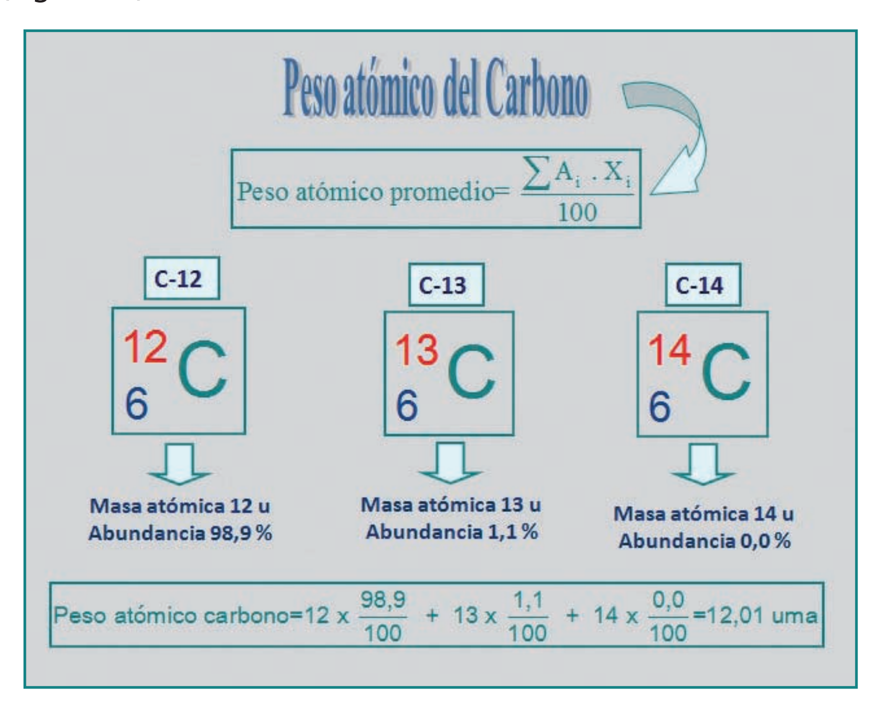


Figura 13. Peso atómico promedio del elemento Carbono.

En muchos casos, el número que indica el peso atómico se aproxima a un número entero, debido a que predomina un isótopo sobre los demás. Así, en el caso del hidrógeno el isótopo ${}^{1}_{1}H$ se encuentra en una proporción del 99,385% y el peso atómico del hidrógeno es casi 1, exactamente 1,0079; del mismo modo el peso atómico del oxígeno es casi 16 (exactamente 15,999) porque el isótopo ${}^{8}_{16}O$ se encuentra en un 99,759%.

La existencia de varios isótopos de cada elemento hace posible que, a veces, dos o más átomos, con distinto número atómico, tengan el mismo número másico, por lo que reciben el nombre de **Isóbaros**, como, por ejemplo, los átomos ${}^{40}_{18}Ar$; ${}^{40}_{19}K$ y ${}^{40}_{20}Ca$, que son isótopos del argón, potasio y calcio, respectivamente. Obviamente, estos átomos isóbaros tienen propiedades químicas diferentes.

Ejemplo

1. La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que su abundancia isotópica es la siguiente: ${}^{107}Ag$ = 56% y ${}^{109}Ag$ = 44%, deducir el peso atómico de la plata natural.

Solución

Para calcular el peso atómico promedio de un elemento tenemos que aplicar la expresión siguiente:

$$\text{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \cdot X_i}{100}$$

Sustituyendo los datos en la ecuación, tenemos que:

$$\text{peso atómico plata natural} = \frac{(56 \times 107) + (44 \times 109)}{100} = 107{,}88$$

Peso atómico Plata natural = 107,88.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El boro, de peso atómico 10,811 uma, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B, cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 uma y 11,0093 uma. Calcular la abundancia natural de estos isótopos

Solución

Llamemos, por ejemplo, X a la abundancia del isótopo ^{10}B; entonces la del ^{11}B será (100 – X) puesto que la suma de las abundancias de los dos isótopos debe dar 100.

Para calcular el peso atómico promedio, tenemos la expresión siguiente:

$$\textbf{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \cdot X_i}{100}$$

Sustituyendo los datos:

$$10{,}811 = 10{,}0129 . \frac{X}{100} + 11{,}0093 . \frac{100 - X}{100}$$

Multiplicando ambos miembros por 100, tenemos que:

$$1081{,}1 = 10{,}0129 \cdot X + 11{,}0093 \cdot (100 - X)$$

Resolviendo la ecuación obtenemos la abundancia de ^{10}B, que es: X = 19,91% de ^{10}B.

La del otro isótopo, ^{11}B, resulta será: 100 – X = 100 – 19, 91 = 80,09% de ^{11}B.

19, 91% de ^{10}B

80, 09% de ^{11}B

Ejercicio 2

Determinar el peso atómico del Galio, sabiendo que existen dos isótopos ^{69}Ga y ^{71}Ga, cuya abundancia relativa es, respectivamente, 60,2% y 39,8%. Indicar la composición de los núcleos de ambos isótopos sabiendo que el número atómico del galio es 31.

Solución

a) Para calcular el peso atómico promedio de un elemento tenemos que aplicar la expresión siguiente:

$$\textbf{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \cdot X_i}{100}$$

Peso atómico = (69 × 0,602) + (71 × 0,398) = 69,72 u

Peso atómico del Galio es 69,72 u

b) Composición de los núcleos de ambos isótopos:

Núcleo del $^{69}_{31}Ga$: **31 protones y 38 neutrones** (69 - 31)

Núcleo del $^{71}_{31}Ga$: **31 protones y 40 neutrones** (71 - 31)

4. EL ÁTOMO ESTÁ CUANTIZADO. NÚMEROS CUÁNTICOS

4.1. El átomo está cuantizado

Los primeros intentos de los físicos del siglo XIX para comprender el comportamiento de los átomos y las moléculas no fueron del todo exitosos, debido a que ninguno de los modelos propuestos informaba del todo de la estabilidad de las moléculas, es decir, no podía explicar qué fuerzas mantenían unidos a los átomos. Transcurrió bastante tiempo hasta que se descubriera que las propiedades de los átomos y moléculas no se rigen por las mismas leyes físicas que los objetos y fenómenos macroscópicos.

Gran parte de nuestro conocimiento actual sobre la estructura electrónica de los átomos se ha obtenido a partir del estudio de los *espectros atómicos*, es decir, de la luz que emiten los átomos al someterlos a temperaturas elevadas, en general, mediante descargas eléctricas. Los espectros atómicos no son continuos, sino que consisten en un cierto número de líneas a determinadas frecuencias, llamadas por ello, *espectros de líneas*. Los físicos habían supuesto que la energía era un proceso continuo, y que en el proceso de radiación se podía liberar cualquier cantidad de energía. Sin embargo, el estudio de las bandas discontinuas de absorción o emisión de los espectros atómicos puso de manifiesto que el átomo cede energía no de un modo continuo, sino «a saltos», es decir, que el átomo sólo puede poseer unas pocas y determinadas energías, pues las demás le están «prohibidas». Este comportamiento se describe diciendo que el **átomo está cuantizado**, es decir, hay zonas *permitidas*, llamadas **niveles de energía**, y otras que no lo son.

En 1900 el físico alemán M. Planck (Figura 14), descubrió que los átomos y las moléculas emitían (o absorbían) energía sólo en cantidades discretas, como pequeños paquetes o *cuantos* de energía. A la mínima cantidad de energía que se podía emitir (o absorber) en forma de radiación electromagnética, Planck le llamo **cuanto**. La energía de cada uno de los *cuantos* que emite o absorbe el átomo viene dada por la ecuación:

$$E = h \times \nu$$

siendo ν la frecuencia de la luz absorbida o emitida y *h* una constante (constante de Planck, $6{,}62.10^{-27}$ erg.seg).

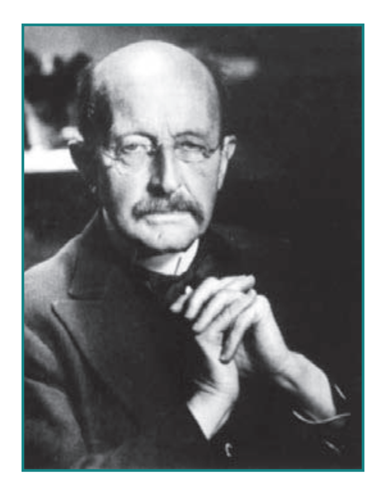


Figura 14. Max Planck.

Estos *cuantos* o *fotones* de energía radiante son tan pequeños que la luz nos parece continua de manera análoga a lo que ocurre con la materia, pero realmente ambas son discontinuas. La **radiación electromagnética** es la emisión y transmisión de energía en forma de ondas electromagnéticas.

La nueva concepción de la energía y de la luz llevó a N. Bohr a dar una explicación al fenómeno que constituye el **espectro atómico de los gases**, en concreto, el del gas hidrógeno que fue el primero que se interpretó por ser el elemento más sencillo. En 1913, estas investigaciones le llevaron a proponer un nuevo modelo para el átomo del hidrógeno, es decir, un nuevo *modelo atómico*, que puede considerarse el precursor del modelo atómico actual. El tratamiento de Bohr es muy complejo, por ello, en este texto sólo veremos los planteamientos más importantes de forma sencilla.

Bohr postuló que el electrón se mueve alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares, pero el electrón no podía girar a cualquier distancia del núcleo, sino solamente en ciertas órbitas. Esto llevaba consigo que las energías permitidas al electrón fuesen sólo unas pocas, es decir, un conjunto fijo de órbitas permitidas (o estados estacionarios) en las que el electrón gira sin absorber ni emitir energía. Para explicar las variaciones discontinuas de energía que puede experimentar el átomo, Bohr supuso que el electrón podía saltar de una órbita permitida a otra, absorbiendo (si va hacia una órbita más exterior) o emitiendo (en caso contrario) energía. Mientras un electrón no cambiaba de órbita, no se modificaba su energía, y en cada una de ellas tiene una energía fija y determinada. Cuando pasaba a una órbita de menor energía, la energía sobrante se emitía en forma de un fotón de luz (cuanto) (Figura 15). Por tanto, una aportación fundamental de Bohr es que introdujo los **niveles de energía**, es decir, que el electrón puede adoptar en el átomo uno cualquiera de los niveles de energía permitidos, que corresponden a los estados estacionarios, pero nunca valores intermedios.

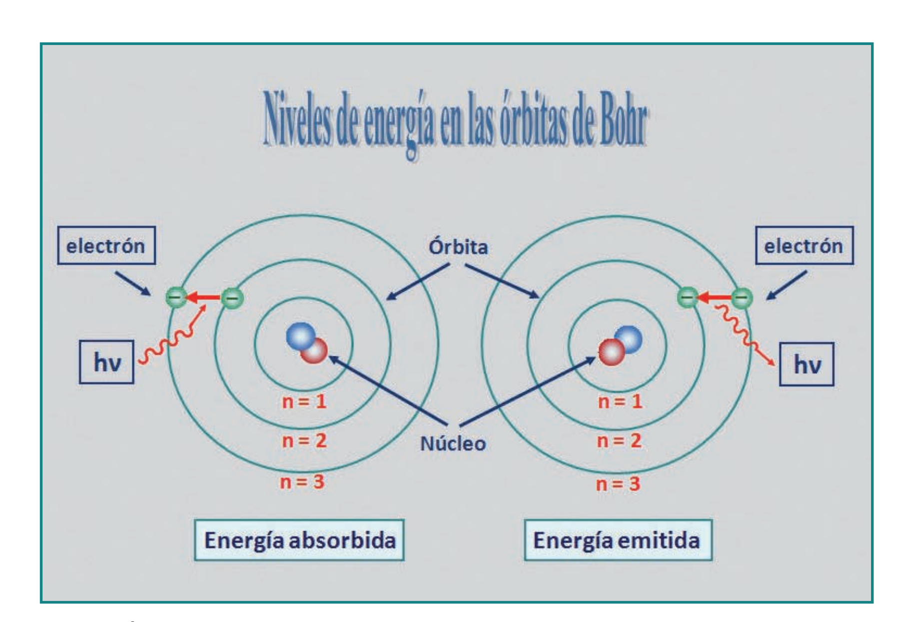


Figura 15. Órbitas estacionarias de Bohr y sus correspondientes niveles de energía.

Asimismo, Bohr estudiando el átomo de hidrógeno, dedujo que las **energías permitidas**, E, para el electrón vienen dadas por la ecuación siguiente:

$$E = -\frac{K}{n^2}$$

siendo *K*= constante que tiene un valor de $2{,}18.10^{-18}$ J (constante de Rydberg) y *n* es el denominado **número cuántico principal** que puede tomar los valores: *n* = 1,2,3,4.......∞.

Por tanto, la energía del electrón no puede ser cualquiera, depende del valor de *n*, por ello se dice que está **cuantizada**. Así, al ir dándole valores al número cuántico *n* en la ecuación anterior, se obtienen los distintos niveles de energía del átomo de hidrógeno. Para el valor *n* = 1, se obtiene el valor más negativo de E que corresponde a la *mínima energía* del electrón (electrón en la primera órbita, Figura 16). De esta forma, el átomo alcanza su estado de máxima estabilidad, que se denomina **estado fundamental** o nivel fundamental. El resto de los estados energéticos posibles del átomo, que se corresponden con *n* = 2, 3, 4......, se denominan **estados o niveles excitados**. En condiciones normales (a temperaturas ordinarias), todos los átomos de hidrógeno se encuentran en el nivel más bajo de energía (nivel o estado fundamental), que corresponde a la órbita permitida de menor radio (primera órbita de Bohr), en la que el electrón está lo más cerca posible al núcleo y, por tanto, más fuertemente atraído por éste, por lo que es el estado más estable. Los demás niveles (o estados excitados), son inestables y corresponden a órbitas de mayor radio. Para pasar el electrón a estos estados o niveles excitados, como acabamos de ver (Figura 15), hay que gastar energía, por ejemplo calentando los átomos de hidrógeno, pero estos átomos excitados inestables vuelven rápidamente al estado fundamental estable, emitiendo así energía en forma de luz, que es lo que constituye el **espectro**.

Cuando el valor de $n \rightarrow \infty$, la energía del sistema crece paulatinamente hasta que, para un valor dado de la energía, $n = \infty$, se tiene que E = 0, el electrón puede vencer la atracción del núcleo y quedar libre. Este último caso correspondería al **átomo de hidrógeno ionizado**, que se verá más adelante.

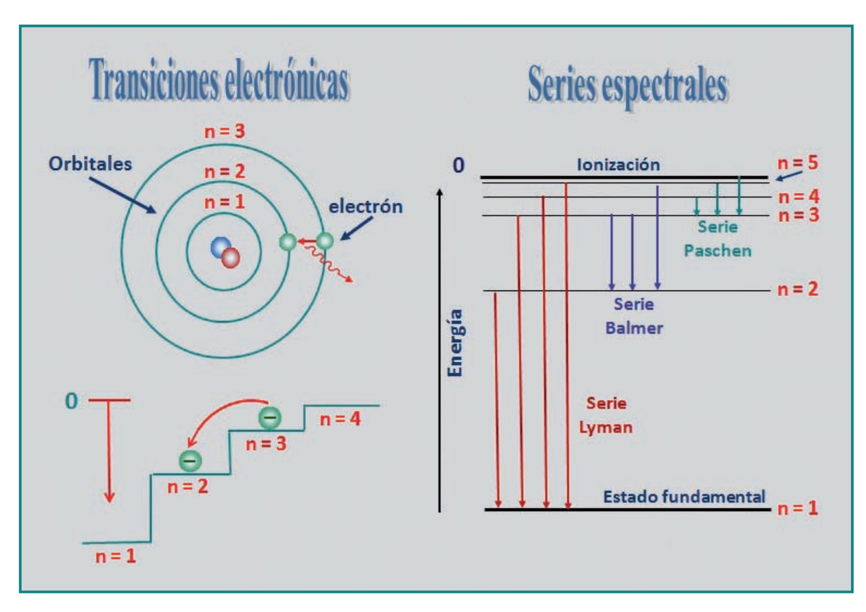


Figura 16. Posibles transiciones electrónicas. Series espectrales del átomo de hidrógeno mostradas sobre un diagrama de niveles energéticos.

En la Figura 16 se muestra la distribución de energías del átomo denominado **diagrama de niveles energéticos.** Consta de una serie de líneas horizontales que representan los niveles atómicos posibles según los valores de *n*, en donde pueden situarse los electrones. Se observa que a medida que aumenta el valor del número cuántico, los niveles de energía tienden al valor cero que correspondería a la energía requerida para que un electrón abandone el átomo.

Aunque este modelo no es el que se acepta hoy día, varias de sus ideas están vigentes y han sido recogidas en el modelo atómico actual. En este texto básico de iniciación a la química, únicamente comentar que en el modelo atómico actual el electrón lleva asociada una onda en su movimiento, lo que implica que no podemos determinar en un instante dado y con precisión su posición y velocidad simultáneamente. Por ello, se estudia su situación en torno al núcleo en «términos de probabilidad», surgiendo así el llamado **Principio de incertidumbre de Heisenberg** que establece la imposibilidad de conocer con precisión la trayectoria del electrón en el espacio.

4.2. Números cuánticos

La teoría de Bohr tuvo en principio un gran éxito, por ser la primera vez que se interpretaba teóricamente un espectro atómico, pero pronto surgieron dificultades, al existir bastantes datos experimentales que no se podían explicar con su modelo atómico.

En su modelo atómico Bohr utilizó órbitas circulares en sus cálculos. Posteriormente, A. Sommerfeld perfeccionó la teoría de Bohr aceptando la posibilidad de órbitas elípticas, obteniéndose el denominado *modelo de Bohr-Sommerfeld* que requiere el uso de *tres números cuánticos*, para tener en cuenta la forma y la orientación de las órbitas. Se vio, sin embargo, que con esto tampoco era posible explicar muchas de las propiedades de los átomos, por lo que tuvo que ser sustituida por una nueva teoría llamada, en la actualidad, **Mecánica Cuántica**, muy distinta a todo cuanto se conocía hasta entonces (mecánica clásica).

La Mecánica cuántica es una teoría matemática, que no podemos desarrollar en este texto básico de química, por lo que nos limitaremos a exponer sus resultados de forma lo más intuitiva posible para poderla aplicar.

Lo más importante de la Mecánica cuántica, desde un punto de vista elemental, es el reconocer que es imposible determinar con exactitud el movimiento, es decir, las órbitas de los electrones, lo que significa que no podemos conocer la posición y velocidad, en un instante dado, de una partícula tan pequeña como el electrón. Este hecho, que es un caso particular del Principio de incertidumbre de Heisenberg, nos indica que no se puede seguir hablando de trayectorias definidas de los electrones, como son las orbitas de Bohr, puesto que en ellas se asigna una determinada posición y velocidad a cada electrón, magnitudes que, según la Mecánica cuántica, nunca podremos saber con exactitud simultáneamente. Por ello, sólo podremos conocer la probabilidad de que un electrón se encuentre, en un instante dado, en una determinada región del espacio. Para designar dichas regiones, alrededor del núcleo atómico en las que es muy alta la probabilidad de encontrar al electrón, se ha inventado la palabra **orbital**, por analogía con las orbitas de Bohr, que hemos visto anteriormente.

En 1926, el físico austriaco E. Schrödinger, para dar un tratamiento cuántico, no sólo al electrón del átomo de hidrógeno, sino a otros átomos o moléculas, propuso

la denominada **ecuación de onda de Schrödinger** que, al resolverla, se obtienen una serie de soluciones, cada una de las cuales describe un posible estado de energía para los electrones en el átomo (o molécula). Cada solución se caracteriza por los valores de **tres números cuánticos**, n, l, m_l, que describen un *orbital atómico* (concepto equivalente al de órbita en el modelo atómico de Bohr). Por tanto, los **Números Cuánticos** nos permiten identificar un orbital atómico dado y al electrón (o electrones) que lo ocupa, nos indican la posición y la energía del electrón. Ningún electrón de un mismo átomo puede tener los mismos números cuánticos. Estos números cuánticos sólo pueden tomar ciertos valores para que la solución de la ecuación de Schrödinger sea aceptable en cada caso, es decir, hay unos *valores permitidos*.

Los números cuánticos son valores numéricos que sirven para describir un orbital atómico e indican las características del electrón que ocupa un orbital determinado, sobre la base de la mecánica cuántica y la ecuación de Schrödinger.

Las principales diferencias, de forma elemental, entre la teoría de Bohr y la mecánica cuántica, es que la primera postula a los electrones describiendo *órbitas* planas, mientras que la mecánica cuántica supone a los electrones moviéndose en *orbitales,* que tienen volumen y son, por ello, tridimensionales, y también se puede calcular exactamente, mediante métodos matemáticos complejos, la energía que tiene un electrón en un estado atómico determinado, pero no se puede conocer su posición exacta en el espacio, sólo se puede calcular una cierta probabilidad. Asimismo, en el modelo de Bohr los números cuánticos surgían de aplicar la cuantización a las energías del electrón (n) o se introducían para poder explicar los espectros atómicos (l, m, s), mientras que ahora surgen matemáticamente al resolver la ecuación de Schrödinger.

Los orbitales se distinguen entre sí por los distintos valores de los tres números cuánticos n, l y m_l. Y cada electrón en un átomo tiene una serie de cuatro números cuánticos (n, l, m_l y m_s), que fijan su energía y la forma de su nube de carga (indican nivel, subnivel, orbital y giro del electrón). A continuación, veremos más detalladamente los **cuatro números cuánticos**: n, l, m_l y m_s.

4.2.1. Número cuántico principal (n)

A n se le llama **número cuántico principal** e indica en qué nivel de energía (o capa electrónica) se encuentra un electrón (o un orbital) en el átomo. Dándole valores obtenemos los diversos niveles de energía permitida o *niveles cuánticos*. Así, para el nivel de menor energía y más cercano al núcleo del átomo, denominado *primer nivel*, el valor de n es igual a 1, para el segundo nivel $n = 2$, y así sucesivamente, pudiendo tomar el valor de cualquier número entero mayor que 0 (1, 2, 3, 4, 5, 6……).

El primer nivel es el de menor energía y le corresponde una menor distancia promedio del electrón respecto al núcleo. A medida que el valor de n aumenta, la probabilidad de encontrar al electrón cerca del núcleo disminuye, la energía del orbital aumenta y es más grande el orbital (Figura 17), es decir, que está relacionado con la distancia promedio a la que se encuentra el electrón del núcleo o con el tamaño del orbital.

Por tanto, el número cuántico principal gobierna, principalmente, la energía y el tamaño del orbital. A mayor valor de n el electrón tiene mayor energía y se en-

cuentra menos «atado» al núcleo y al aumentar n mayor tamaño para un mismo tipo de orbital.

Además, su valor numérico nos indica cuántos subniveles hay en cada nivel de energía, así, en el nivel $n = 1$, hay un subnivel de energía, en $n = 2$ hay dos subniveles, etc.

Como vamos a ver a continuación, en función del número de n van tomando valores los demás números cuánticos.

El **número cuántico principal, *n*,** especifica el nivel energético que tiene el orbital, así como su volumen en el espacio.

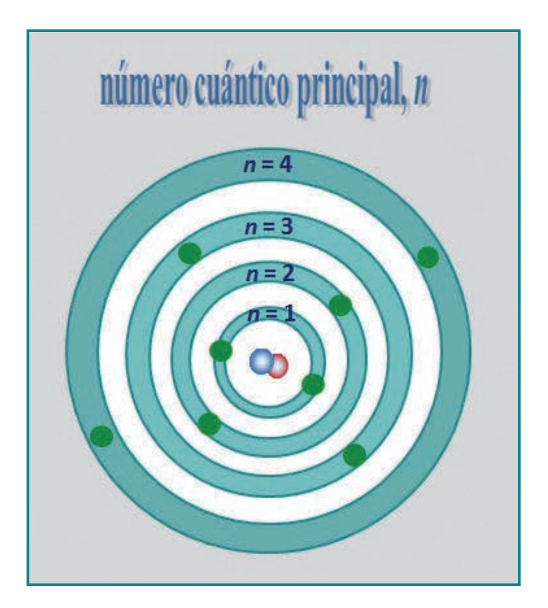


Figura 17. Número cuántico principal.

4.2.2. Número cuántico secundario (l)

En un átomo diferente al de hidrógeno, como se ha indicado, cada nivel aparece formado por tantos **subniveles de energía** como indica el valor de su número cuántico principal n. Los diversos subniveles se definen por los valores de otro número cuántico l, que es el **número cuántico secundario o azimutal**, que indica la «forma» de los orbitales y el número y los tipos de subniveles energéticos (subcapas electrónicas) que pueden existir para un nivel energético, n, dado (Figura 18).

Toma los valores enteros desde $l = 0$ (0, 1, 2, 3, …) hasta $l = n - 1$, es decir que el valor de l puede ser:

$$l \rightarrow 0 \leq l \leq n\text{-}1$$

El **número cuántico secundario, *l*,** describe la forma geométrica del orbital, a la vez que nos proporciona el subnivel.

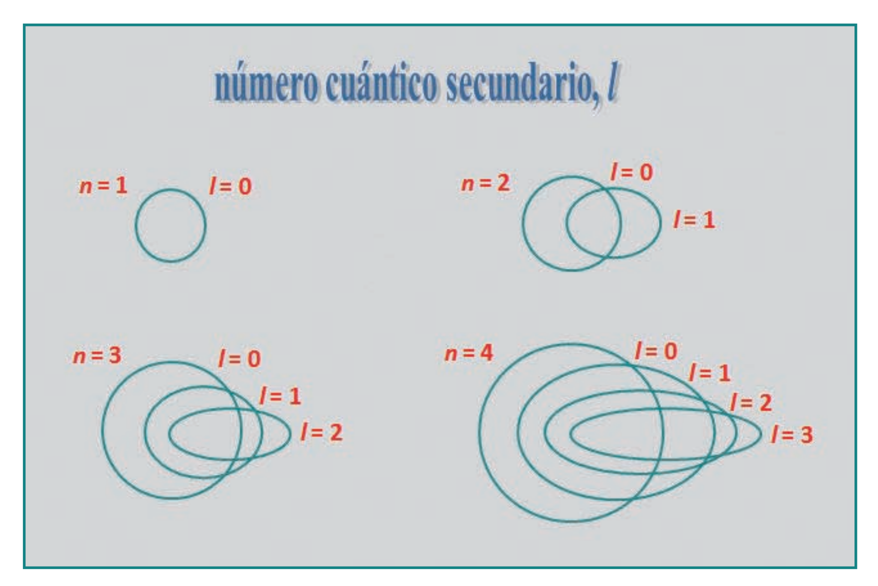


Figura 18. Número cuántico secundario.

Cada valor del número cuántico *l* (entre 0 a *n* -1) designa un subnivel y a cada uno de ellos se le asigna una letra (*s*, *p*, *d*, *f*, etc.), que es arbitraria y sólo tiene un origen histórico siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, de la forma siguiente:

Valor de *l*	0	1	2	3	4	5...
Nombre subnivel	*s*	*p*	*d*	*f*	*g*	*h*...

4.2.3. Número cuántico magnético (m_l)

Si se aplica al átomo un campo magnético adecuado los subniveles se desdoblan en varios más (efecto *Zeeman*) que vienen definidos por el valor de otro número cuántico m_l denominado **número cuántico magnético**, que indica las posibles orientaciones espaciales que puede tomar un orbital dado (Figura 19, página 328).

> El **número cuántico magnético, m_l,** indica la orientación espacial del orbital.

Este número cuántico puede tomar los valores enteros comprendidos entre: -*l*........0.........+ *l* (Figura 19). Así, por ejemplo, para *l* = 2, m_l puede valer -2, -1, 0, 1, 2, lo que implica que el subnivel *d* se desdobla en otros 5.

$$m_l \rightarrow -l \leq m \leq +l$$

Para un valor dado de *l*, los valores que puede tomar el número cuántico magnético nos indican cuántos orbitales hay de un determinado tipo, dentro de cada subnivel energético. En total puede haber:

(2 *l* + 1) orbitales

Por ejemplo, si *l* = 0, entonces m_l = 0; si *l* = 1, entonces existen [(2 × 1) + 1] = 3 valores de m_l = - 1, 0 y +1; si *l* = 2, hay [(2 × 2) + 1] = 5 valores m_l = -2, -1, 0, +1, +2, y así sucesivamente.

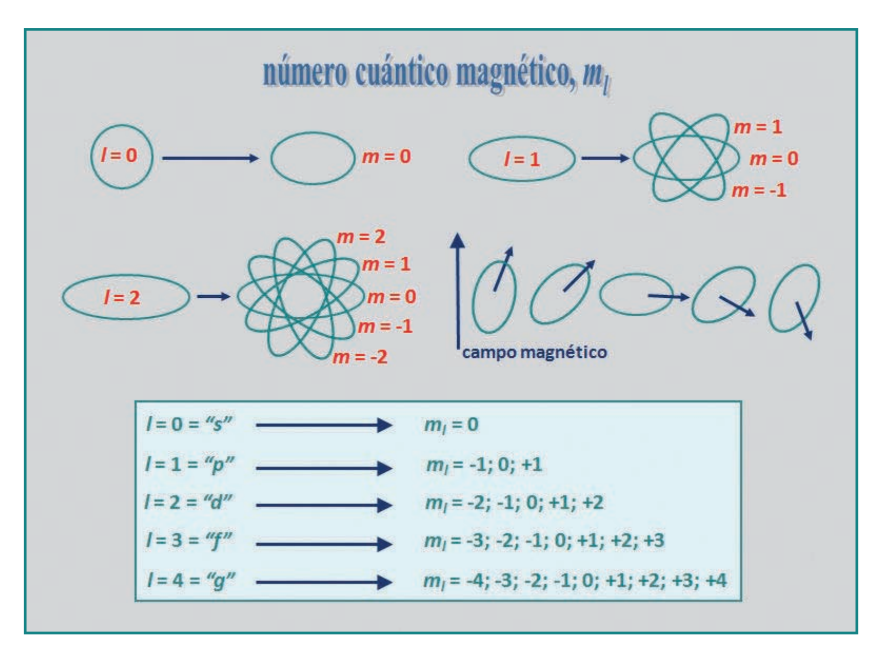


Figura 19. Número cuántico magnético.

4.2.4. Número cuántico de espín (m_s)

Una partícula eléctrica, como el electrón, que gira crea un campo magnético, tal y como establecen las ecuaciones fundamentales del electromagnetismo (Ecuaciones de Maxwell). Por tanto, el electrón en su giro es un microimán. Cuando aplicamos un campo magnético externo, se produce una interacción entre dos imanes, el externo y el creado por el electrón en su giro. El resultado es que la órbita del electrón se orienta a favor o en contra del campo magnético externo, dando lugar a dos posiciones de espín, bien en sentido de las agujas del reloj o bien en el sentido contrario. Para caracterizar esta doble posibilidad se introdujo un cuarto número denominado **número cuántico magnético o de espin,** m_s, que se refiere a una u otra opción, por lo que sólo puede tomar dos valores que son: + ½ y – ½, que indican las dos únicas posibles orientaciones que puede adoptar el campo magnético creado por el electrón al girar sobre sí mismo y que tendrán, por tanto, igual módulo pero distinto sentido (Figura 20). Teniendo en cuenta esta cualidad del electrón en el sistema atómico y molecular, se puede explicar las propiedades magnéticas de una sustancia química.

Como se ha indicado anteriormente, este cuarto número cuántico no deriva de resolver la *ecuación de Schrödinger*, sino de diversos experimentos que llevaron a proponer que los electrones se comportan como pequeños imanes.

El numero cuántico de espín, m_s, informa del sentido de rotación del electrón en torno a su eje cuando se mueve dentro de un cierto orbital.

Como podemos ver en la Figura 21, los tres primeros números cuánticos, *n*, *l*, m_l, describen a un único orbital atómico, y cada electrón viene definido por los valores de estos tres números cuánticos anteriores, que son los mismos del orbital que ocupa y, además, por el valor del número cuántico m_s. Asimismo, en la Tabla 3 están recogidos el significado y los valores que pueden tomar los cuatro números cuánticos.

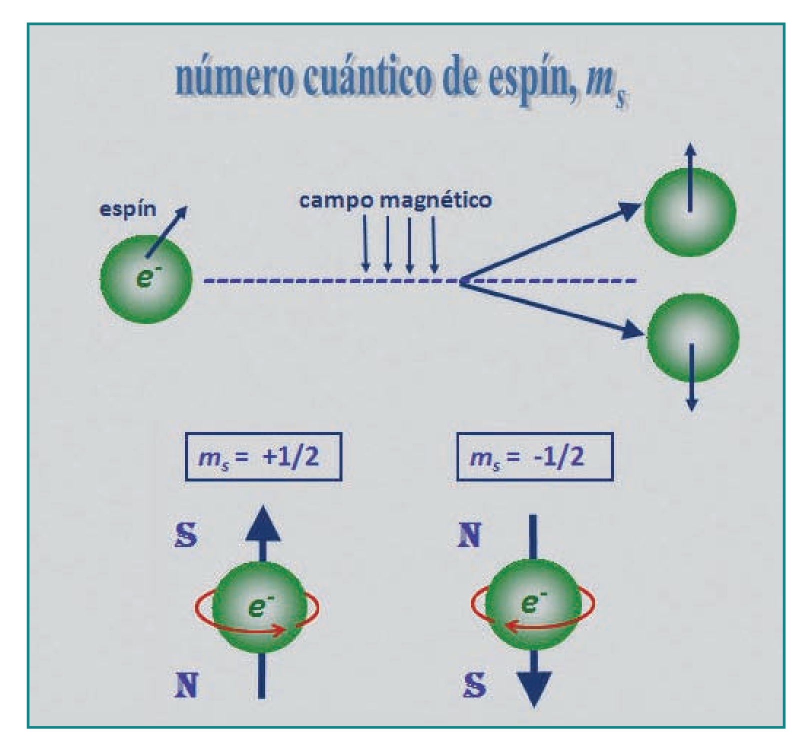


Figura 20. Número cuántico de espín.

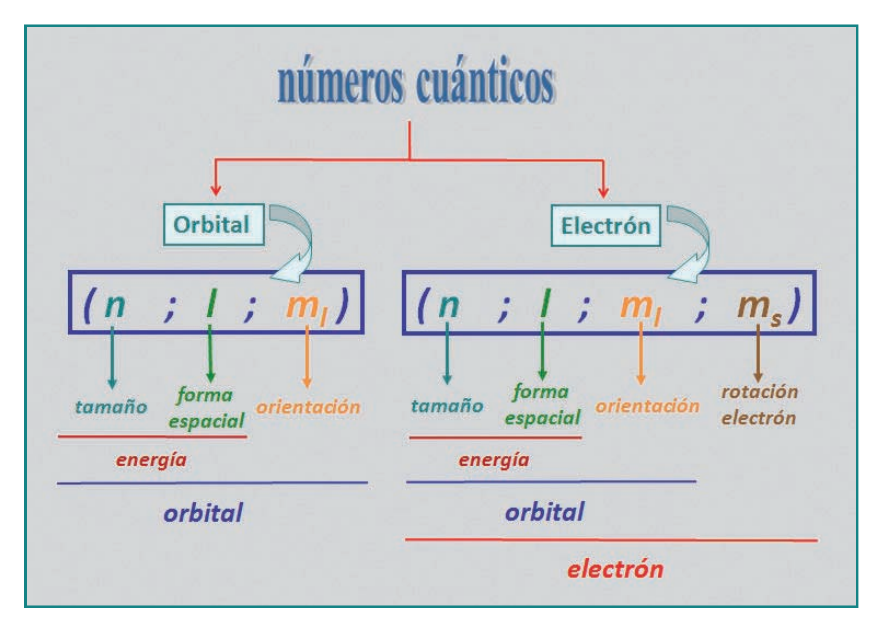


Figura 21. Números cuánticos.

Tabla 3. Números cuánticos: significado y valores.

Número cuántico	Nombre adicional	Valores posibles	Significado
n	Principal	1, 2, 3, ...	Nivel energético
l	Secundario	0, ... (n – 1)	Subnivel energético y tipo orbital
m_l	Magnético	– l, ...0......., +l	Orientación espacial del orbital
m_s	De espín	-½ y +½	Comportamiento de «imán» del electrón

Es importante tener en cuenta que **no todas las posibilidades de números cuánticos están permitidas,** únicamente son posibles aquellas que cumplen con los valores indicados anteriormente (Tabla 3) para cada uno de ellos.

Ejemplo

1. Los números cuánticos siguientes, NO pueden representar a un orbital de un átomo:

a) **(0, 0, 0, +1/2)** → *n* no puede tener un valor de 0.

b) **(2, 2, 1, 0)** → *l* no puede tomar el valor de 2 si el numero cuántico *n* tiene un valor de 2 y m_s nunca puede tomar el valor de 0.

c) **(3, 1, 2, -1/2)** → *m* no puede tener un valor de 2 si el número cuántico *l* tiene un valor de 1.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Justifique si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: *a)* (2, –1, 1, +½); *b)* (3, 1, 2, +½); *c)* (2, 1, –1, +½); *d)* (1, 1, 0, –2).

Solución

a) La combinación de números cuánticos (2, –1, 1, ½); **no es posible** porque *l* nunca puede tomar valores negativos.

b) La combinación de números cuánticos (3, 1, 2, ½); **no es posible** porque $m > l$.

c) La combinación de números cuánticos (2, 1, –1, ½); **si está permitido** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 2 ($n = 2$) y subnivel *p* ($l = 1$).

d) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, –2) **no es posible** porque $l = n$ y debe ser menor y el número cuántico m_s (–½, ½).

Ejercicio 2

Indicar cuáles de los siguientes números cuánticos **NO** son posibles para un orbital atómico: *a)* (2, 1, 2, 0); *b)* (1, 1, 0, +1/2); *c)* (2, -1, 1, 2); *d)* (3, 1, 2, -1/2); *e)* (2, 1, 0, +1/2). Razone su respuesta.

Solución

a) (2, 1, 2, 0) → **No es posible**. El numero cuántico m_l no puede ser mayor que *l*, y m_s no puede valer 0.

b) (1, 1, 0, +1/2) → **No es posible**. El numero cuántico $l = n$ y debe ser menor.

c) (2, -1, 1, 2) → **No es posible**. El número cuántico l no puede tener valores negativos y m_s no puede valer 2.

d) (3, 1, 2, -1/2) → **No es posible**. El numero cuántico m_l no puede ser mayor que l.

e) (2, 1, 0, +1/2) → **Si es posible.** Sí $n = 2$ → $l = 1$ → $m_l = 0$, $m_s = +1/2$.

Ejercicio 3

¿Es posible que existan en un átomo electrones con los siguientes números cuánticos? *a)* (1, 1, 1, ½); *b)* (2, 1, 1, ½); *c)* (0, 1, 1, ½); *d)* (4, 2, 0, ½). Razone su respuesta

Solución

a) (1, 1, 1, ½) → **No es posible**. Sí $n = 1$ → $l = 0$.

b) (2, 1, -1, ½) → **Si es posible**. Sí $n = 2$ → $l = 1$ → $m_l = -1$, $m_s = 1/2$.

c) (0, 1, 1, ½) → **No es posible**. El número cuántico n no puede valer 0, n = 1, 2, 3…..

d) (4, 2, 0, ½) → **Si es posible**. Sí $n = 4$ → $l = 2$ → $m_l = 0$, $m_s = 1/2$.

5. ORBITALES ATÓMICOS: TIPOS Y DISTRIBUCIÓN DE LOS ORBITALES

5.1. Orbitales atómicos

Como se ha indicado con anterioridad, aunque las energías electrónicas de un átomo pueden calcularse exactamente, sin embargo, las posiciones y, por tanto, las trayectorias de los electrones (según *Principio de incertidumbre de Heisenberg*) no pueden predecirse.

Los modelos del electrón girando en órbitas circulares o elípticas alrededor del núcleo eran demasiado simples para comprender los complejos comportamientos atómicos. Por ello, para explicar el funcionamiento de partículas tan pequeñas como el electrón surgió la moderna mecánica cuántica, como hemos comentado con anterioridad.

Los cálculos de la mecánica cuántica no nos permiten conocer la posición o la trayectoria del electrón, sino únicamente la *probabilidad* de que dicho electrón se encuentre en un determinado punto dentro del átomo. Al ser esta probabilidad muy diferente según el lugar, la conclusión es que el electrón no puede ocupar por igual cualquier lugar del espacio alrededor del núcleo, sino que tiene preferencia por unas determinadas regiones. De este modo, sí pudiéramos tomar varias series de fotografías de un electrón de energía determinada en su movimiento en torno al núcleo, y superpusiéramos todas ellas obtendríamos una nube. Esta nube denominada **nube electrónica** (Figura 22, página 332) o de carga sería una representación de la probabilidad electrónica, de tal modo, que en las zonas donde es más densa habrá mayor probabilidad de encontrar el electrón que en otras. Como la nube es difusa y no tiene

límites definidos, se puede limitar por una superficie quedando representada nítidamente su forma. En este volumen, así encerrado, existirá la máxima probabilidad de encontrar el electrón y es lo que se denomina un **orbital atómico** (Figura 23).

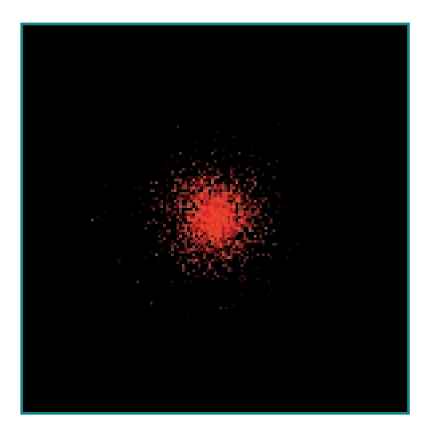


Figura 22. Nube de probabilidad electrónica.

> Un **orbital atómico** representa una región del espacio, alrededor del núcleo, donde existe una alta probabilidad de encontrar un electrón con una determinada energía.

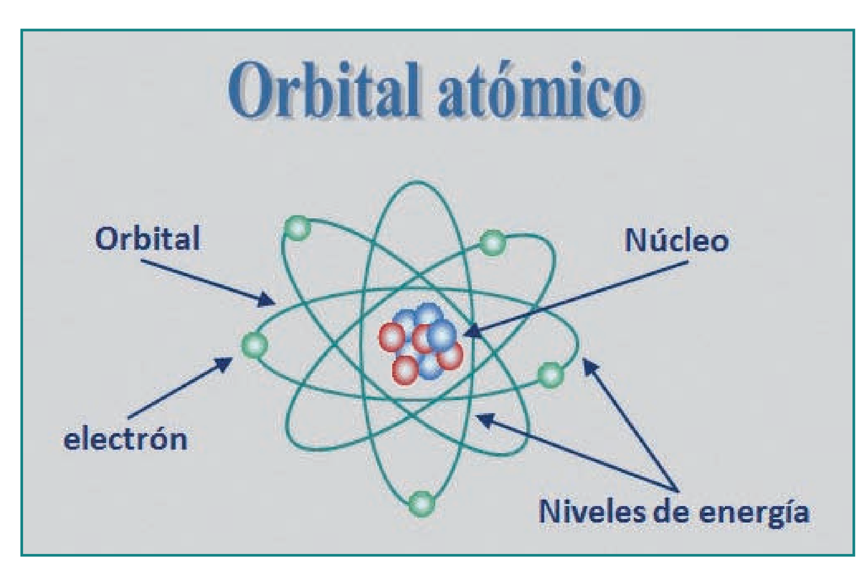


Figura 23. Orbital atómico.

En cualquier átomo podría haber numerosos orbitales, teóricamente un número infinito, sin embargo, los resultados de la Mecánica Cuántica, nos han llevado a establecer que en la corteza atómica solamente son posibles ciertos orbitales (definidos por los números cuánticos conocidos) y ciertas energías. Como se vió al estudiar los números cuánticos, los orbitales se distinguen entre sí por la diferente combinación de valores de los tres primeros números n, l, m_l, que describen a un único orbital atómico, mientras que el estado cuántico de un electrón, que gira alrededor de un núcleo, viene definido por los valores de los tres números cuánticos anteriores, que son los mismos del orbital que ocupa, y por el valor del número cuántico m_s. Por lo tanto, en un átomo hay tantos orbitales como combinaciones permitidas de los valores de n, l y m_l (Figura 21, página 329).

5.2. Tipos y distribución de orbitales

5.2.1. Tipos de orbitales

Como se ha indicado, la representación tridimensional de un orbital puede hacerse a través de superficies que engloban volúmenes en los cuales la probabilidad de encontrar un electrón, con una determinada energía, sea elevada. Normalmente, se representan zonas del espacio en las que la probabilidad de encontrar al electrón sea de, aproximadamente, un 90 al 99%.

La extensión o volumen de estas zonas denominadas *orbitales atómicos*, depende del número cuántico principal, *n*, mientras que su forma o tipo depende del número cuántico secundario, *l*; y el número cuántico m_l expresa la orientación espacial permitida para un mismo tipo de orbital.

Por lo tanto, un **orbital atómico se representa** mediante un número: 1, 2, 3,….., que nos indica el nivel energético en el que se encuentra, una letra: *s, p, d, f*,…., que señala la forma geométrica que presenta, y un subíndice: x, y o z, que muestra su orientación en el espacio, es decir, que se utiliza la nomenclatura: 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 3*d*, …etc. (Figura 24).

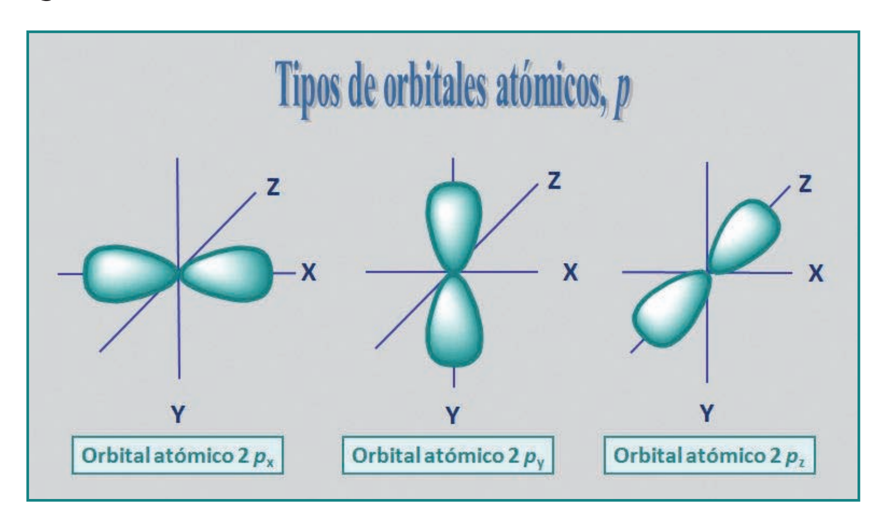


Figura 24. Orbitales atómicos *p*.

Cada uno de los orbitales atómicos que se designan con las letras: *s, p, d, f*,…….. tiene una forma distinta. En sentido estricto, no podemos decir que los orbitales tengan una forma geométrica definida, ya que, como hemos visto, carecen de límites y fronteras. Sin embargo, se ha considerado conveniente representarlos mediante una determinada forma geométrica. El centro geométrico de cualquier orbital coincide con la posición del núcleo.

Orbitales *s* (*l* = 0)

Todos los orbitales *s* tienen forma esférica, por lo que la probabilidad de encontrar al electrón a una cierta distancia del núcleo sólo depende de dicha distancia y es igual, por tanto, en todas las direcciones del espacio. Esta probabilidad disminuye con la distancia al núcleo, pero nunca llega a hacerse absolutamente nula. Para cada valor del número cuántico principal, *n*, hay **un único orbital *s***, de forma externa siempre igual pero de tamaño o volumen diferente, y éste crece con el nivel de energía, es decir, con el valor del número cuántico principal *n*. Así, un orbital 3*s* tiene la misma

forma, pero es mayor que un orbital 2*s*, y un orbital 1*s* (del primer nivel de energía) es de menor tamaño que el del segundo nivel, orbital 2*s* (Figura 25).

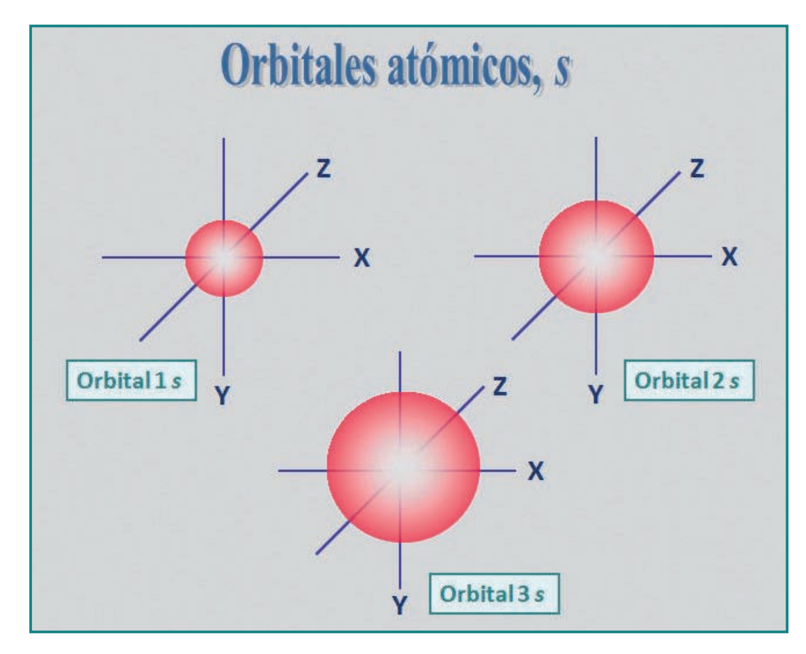


Figura 25. Orbitales atómicos *s*.

Orbitales *p* (*l* = 1)

Los orbitales *p* existen cuando el número cuántico *n* es igual o mayor que 2, y están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Al no tener simetría esférica, la probabilidad de encontrar al electrón depende no sólo de la distancia al núcleo, sino también de la dirección.

Hay tres orbitales *p* (m_l = -1, 0, +1) de idéntica forma pero que difieren en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z, recibiendo los nombre de p_x, p_y y p_z (Figura 26).

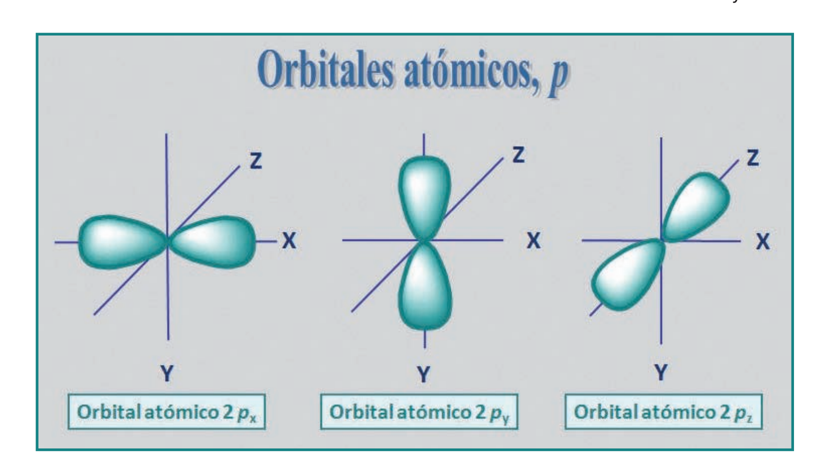


Figura 26. Orbitales atómicos *p*.

Orbitales *d* (*l* = 2)

Se encuentran cuando *n* es igual o mayor que 3. Igual que los orbitales *p* están formados por lóbulos, pero con una disposición más complicada. Hay 5 tipos de or-

bitales *d* (m_l = -2, -1, 0, +1, +2) cuyos nombres son: d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, $d_{x^2-y^2}$ y d_{z^2}. Entre los cinco posibles orbitales, cuatro de ellos tienen forma de cuatro lóbulos orientados sobre los ejes de coordenadas formando ángulos de 45°, y el quinto tiene forma de dos lóbulos con un anillo en el centro que los rodea (Figura 27).

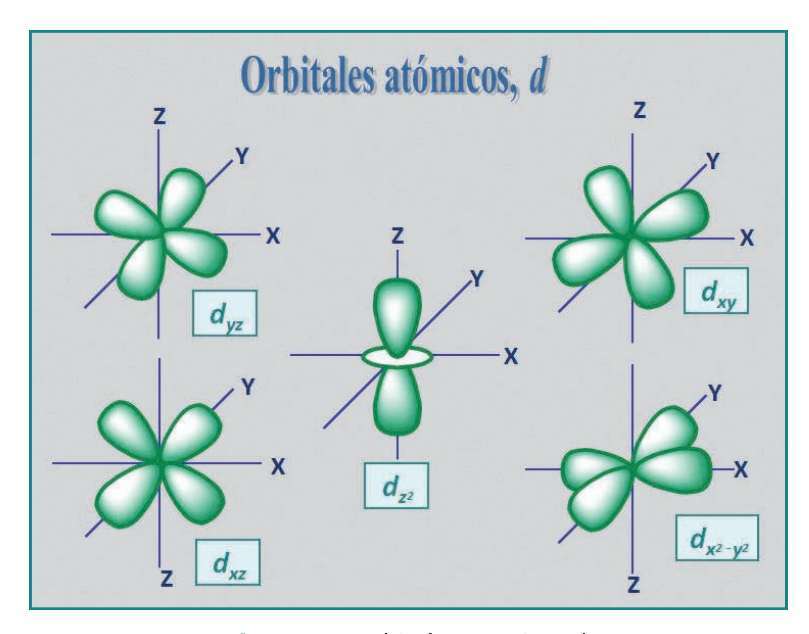


Figura 27. Orbitales atómicos *d*.

Orbitales *f* (*l* = 3)

Se encuentran cuando *n* es igual o mayor que 4, y tienen aspecto multilobular. Existen 7 tipos de orbitales *f* que corresponden a m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, cuyas formas son más complicadas que las de los otros orbitales. Los orbitales *f* son importantes porque explican el comportamiento de los elementos con número atómico mayor de 57, aunque no es fácil representar su forma. En química general no se estudian orbitales que tengan valores de *l* mayores de 3, es decir, orbitales *g, h*, etc.

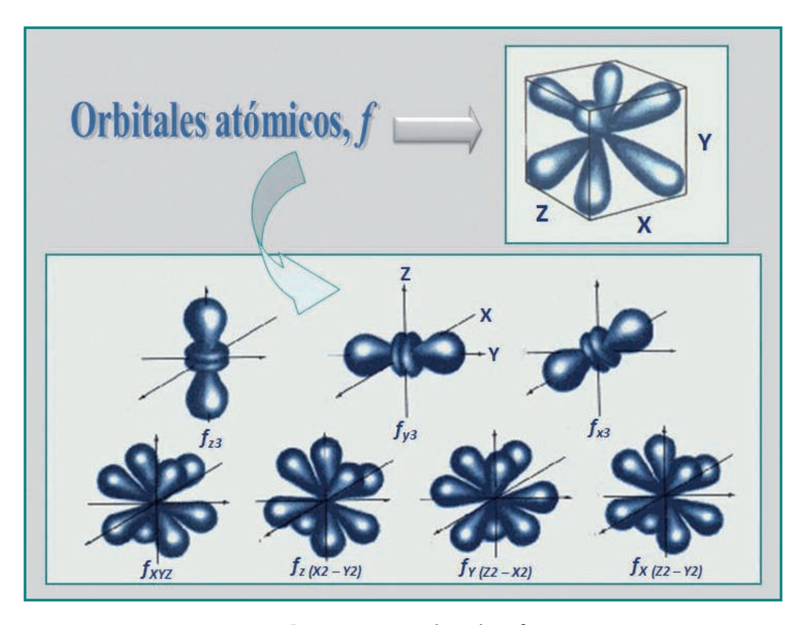


Figura 28. Orbitales *f*.

La **energía de cada electrón** depende de los números cuánticos. Como hemos comentado, según el valor de éstos se puede definir: el **nivel**, el **subnivel** y el **orbital**. Es decir:

— *Nivel*. Los electrones que tienen el mismo número cuántico principal, *n*, forman parte de la misma capa o nivel energético.

— *Subnivel*. Cada nivel (capa) tiene subniveles (subcapas) formados por los electrones que tienen en común el número cuántico principal, *n*, y también el número cuántico secundario, *l*.

— *Orbital.* Los electrones que tienen los mismos números cuánticos principal, *n*, y el secundario, *l*, pueden tener igual o diferente número cuántico magnético, m_l. Aquellos electrones que también tienen el mismo número cuántico magnético, *pertenecen al mismo orbital* (Figura 29).

En cada **subnivel, *l*,** debido a que va desde [-*l*…..0…….+*l*], hay:

2 *l* + 1 orbitales

Por ejemplo, en el subnivel *3p* → *n* = 3 y *l*= 1, hay [(2 × 1) + 1] = 3, tres orbitales 3*p* con un máximo de 6 electrones, los cuales dos estarán en el mismo orbital $3p_x$, otros dos en el orbital $3p_y$ y dos en el orbital $3p_z$ (Figura 29).

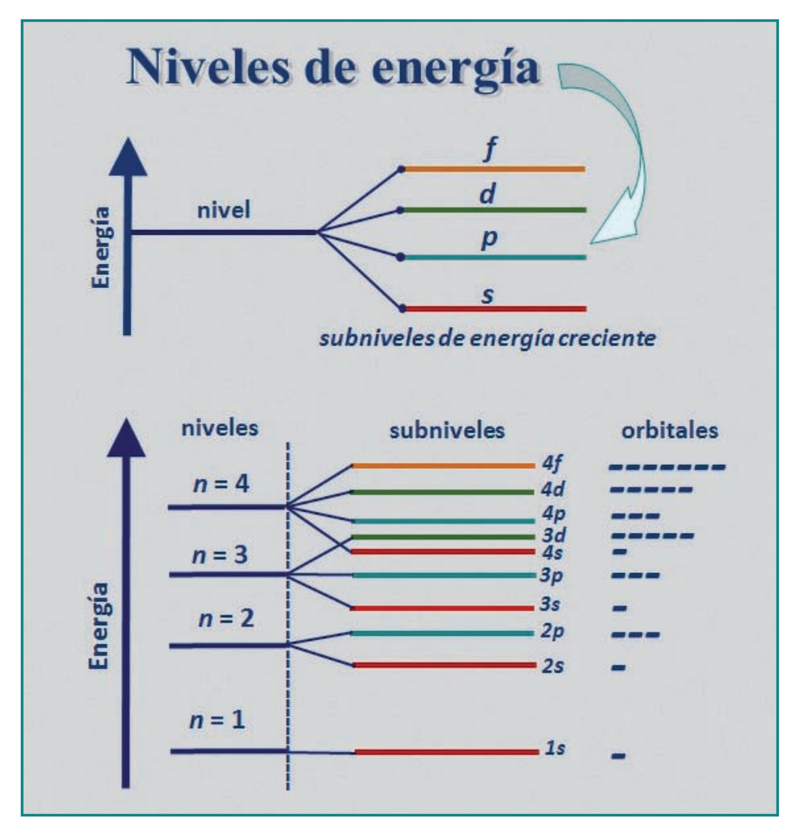


Figura 29. Correspondencia entre orbitales y subniveles de energía.

Cada electrón tiene una energía distinta según el orbital en que se halle. Si consideramos un mismo nivel de energía, cuando el electrón se encuentra en un orbital *s* su energía es la del primer subnivel (*l* = 0), si se halla en un orbital *p* es la del segundo subnivel (*l* = 1), orbital *d* tercer subnivel (*l* = 2), orbital *f* cuarto subnivel (*l* = 3), y así sucesivamente. Es decir, que los tipos de orbitales se corresponden con los subniveles de energía. Por esto, en un determinado nivel, como por ejemplo el tercer nivel, que

contiene tres subniveles, en él existen orbitales *s*, *p* y *d*, que se designan como: 3*s*, 3*p* y 3*d*. El orden de energía entre los electrones que ocupan orbitales *con el mismo número cuántico* principal *n* es el siguiente: $s < p < d < f$ (Figura 29).

A medida que los átomos se van haciendo más complejos el número de entrecruzamientos entre subniveles aumenta, y hay que tener en cuenta otros conceptos para calcular, de forma aproximada, los valores relativos de energía, como se verá más adelante en este tema. Así, por ejemplo, una vez completado el subnivel 3*p* el siguiente electrón se ubicará en el 4*s* en lugar del 3*d*, por poseer menor energía (Figura 29).

En la Tabla 4 se muestran algunos tipos de orbitales y su relación con sus correspondientes número cuánticos.

Tabla 4. Tipos de orbitales y su relación con los números cuánticos

Tipo Orbital	n	l	m_l	m_s
1 *s*	1	0	0	± ½
2 *s*	2	0	0	± ½
2 *p*	2	1	-1, 0, +1	± ½
3 *s*	3	0	0	± ½
3 *p*	3	1	-1, 0, +1	± ½
3 *d*	3	2	-2, -1, 0, +1, +2	± ½
4 *s*	4	0	0	± ½
4 *p*	4	1	- 1, 0, + 1	± ½
4 *d*	4	2	-2, -1, 0, +1, +2	± ½
4 *f*	4	3	- 3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	± ½

5.2.2. Distribución de los orbitales

De los valores permitidos de los números cuánticos, recogidos en la Tabla 3, podemos sacar varias conclusiones que nos permiten conocer la **distribución de los orbitales**:

— Cada capa electrónica o nivel energético contiene varios subniveles o tipos de orbitales (*s*, *p*, *d*, *f*,…), cuyo número depende del valor que tome el número cuántico principal, *n*. Así, en el primer nivel energético $n = 1$ hay un solo tipo de orbitales, los *s*; en el segundo nivel $n = 2$ hay dos tipos los *s* y los *p*, en el tercer nivel $n = 3$ tendremos tres tipos de orbitales, los *s*, *p* y los *d*, etc. Por tanto, vemos que orbitales *s* hay en todos los niveles, los orbitales *p* aparecen a partir del segundo nivel, los de *d* a partir del tercero y los *f*, a partir del cuarto, y así sucesivamente (Figura 30, página 338).

El número total de orbitales que tiene cada nivel energético viene dado por el valor de n^2.

n.º orbitales nivel energético = n^2

Cada nivel energético tiene los mismos subniveles energéticos que el nivel anterior más un nuevo subtipo. Entonces tenemos que para:

- **Primer nivel** → $n = 1$ → $l = 0$ → orbital *s*
- **Segundo nivel** → $n = 2$ → $l = 0$ → orbital *s*
  $n = 2$ → $l = 1$ → orbital *p*
- **Tercer nivel** → $n = 3$ → $l = 0$ → orbital *s*
  $n = 3$ → $l = 1$ → orbital *p*
  $n = 3$ → $l = 2$ → orbital *d*
- **Cuarto nivel** → $n = 4$ → $l = 0$ → orbital *s*
  $n = 4$ → $l = 1$ → orbital *p*
  $n = 4$ → $l = 2$ → orbital *d*
  $n = 4$ → $l = 3$ → orbital *f*

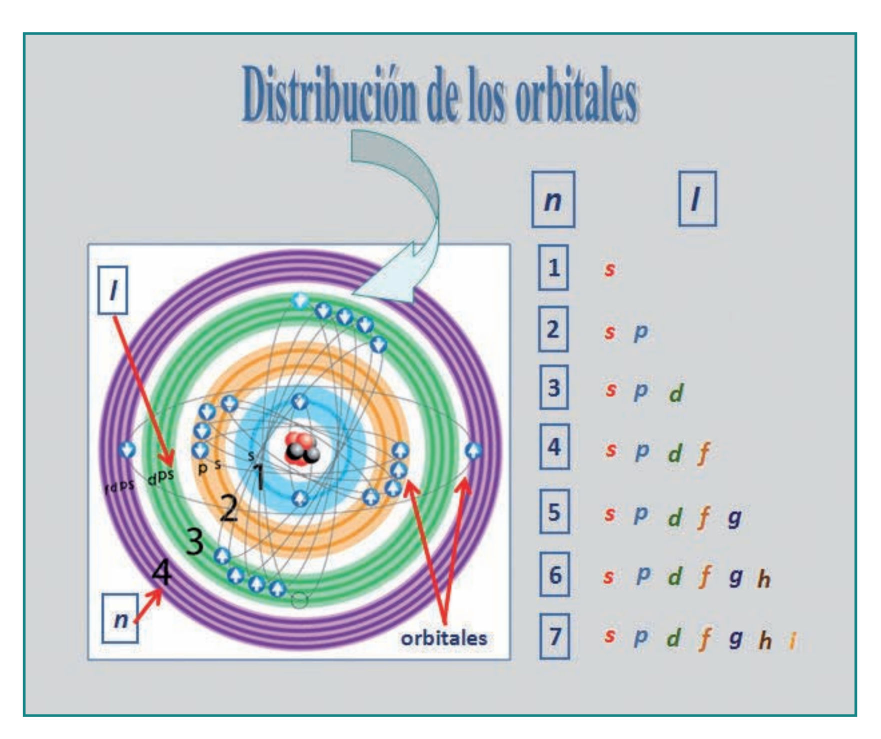


Figura 30. Distribución de los orbitales.

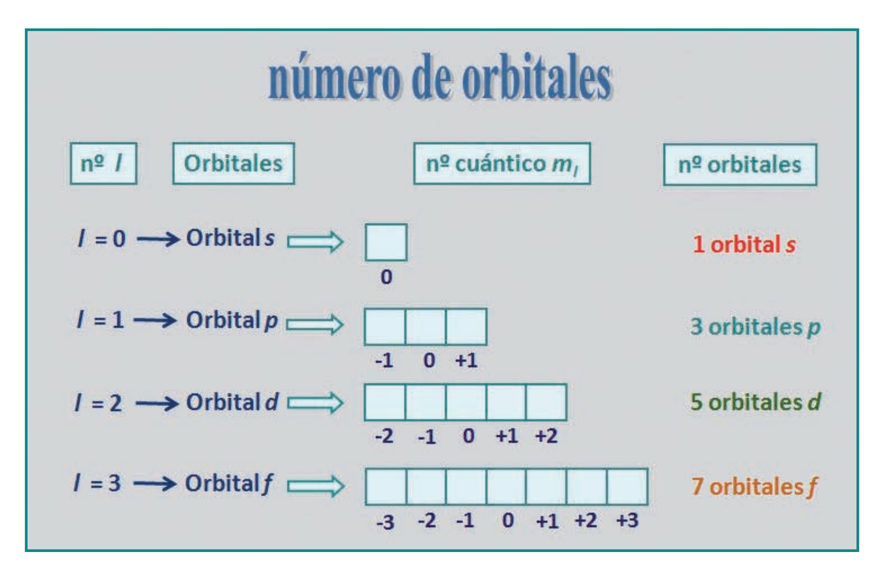


Figura 31. Orbitales y número cuántico m_l.

Teniendo en cuenta los valores permitidos del número cuántico magnético m_l (Tabla 3, página 329), tenemos que sólo existe un orbital *s* en cada nivel. Los orbitales *p* aparecen en grupos de tres, los *d* en grupos de cinco, los *f* en grupos de siete, y así sucesivamente (Figura 30). Por tanto, vemos que para cada valor de *l* los valores permitidos de m_l nos proporcionan el número de orbitales que hay de cada tipo (Figura 31):

Ejemplos

1. Indicar los dos primeros números cuánticos correspondientes a un orbital 4*d*.

Solución

Como es un orbital 4*d*, el número 4 nos indica el número cuántico principal *n*, y al ser un orbital *d* el secundario *l* es 2.

n.º cuántico principal, *n* = 4

n.º cuántico secundario, *l* = 2

2. ¿Cuántos orbitales pueden llamarse: *a)* $3p_x$; *b)* 4*s* y *c)* 3*d*? Razone su respuesta.

Solución

a) $3p_x$ → **1 único orbital** (con un valor de $n = 3$ y $l = 1$).

b) 4*s* → **1 único orbital** (con un valor de $n = 4$ y $l = 0$).

c) 3*d* → **5 orbitales** (con un valor de $n = 3$; $l = 2$ y $m = -2, -1, 0, +1, +2$).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Cuáles de entre las siguientes designaciones de orbitales atómicos NO son posibles?: *a)* 6*s*; *b)* 1*p*; *c)* 4*d*; *d)* 2*d*. Justifique su respuesta.

Solución

No son posibles las designaciones (b) y (d):

b) **1*p*** → En el primer nivel ($n = 1$) no existen orbitales *p*, sólo orbitales *s* ($l = 0$)

d) **2*d*** → En el segundo nivel ($n = 2$) no existen orbitales *d*, sólo orbitales *s* y *p* ($l = 0, 1$)

Ejercicio 2

Indicar si las siguientes designaciones de orbitales atómicos son posibles: *a)* 9*s*; *b)* 0*s*; *c)* ½ *s*. Justifique su respuesta.

Solución

a) 9*s* → **Si** es posible, corresponde a un nivel con $n = 9$ y $l = 0$.

b) 0*s* → **No** es posible, ya que no hay nivel 0 (capa 0), es decir, no existe el nivel energético con un valor del número cuántico principal $n = 0$.

c) ½ *s* → **No** es posible, ya que no hay nivel o capa con valor 1/2, es decir, no existe el nivel energético con un valor del número cuántico principal $n = ½$, ya que *n* sólo puede tomar el valor de cualquier **número entero** mayor que 0 (1, 2, 3, 4, 5, 6……).

Ejercicio 3

Al orbital de notación 3*p* ¿qué números cuánticos le corresponden? Razone su contestación.

Solución

Los números cuánticos para un orbital 3*p* serán:

$n = 3$.

$l = 1$ (por se *p*).

m_l pueden tener uno de éstos valores: m_l = **-1, 0, +1.**

m_s = +½ ó -1/2.

6. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. REGLAS Y PRINCIPIOS PARA ESTABLECER LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

6.1. Estructura electrónica de los átomos: configuración electrónica

La estructura electrónica de los átomos de los distintos elementos depende del modo en que se van ocupando con electrones los orbitales atómicos. Para establecer esta estructura electrónica de los átomos es necesario determinar cuántos electrones hay en cada nivel y subnivel energético. Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la estructura electrónica de sus átomos, por ello, es muy importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la corteza atómica. Esta distribución de los electrones de un átomo o un ion en sus respectivos orbitales recibe el nombre de **configuración electrónica o estructura electrónica.**

Configuración electrónica es la manera en la cual los electrones se estructuran o ubican en un átomo, molécula o en otra estructura físico-química, de acuerdo con el modelo de capas electrónico. Es la manera de mostrar la ubicación de los electrones en los orbitales de los diferentes niveles de energía.

Como hemos visto en los apartados anteriores, los cuatro números cuánticos: *n*, *l*, m_l y m_s, son suficientes para *identificar* por completo un electrón en cualquier

orbital de cualquier átomo (Figura 32). Así, un electrón de un orbital 2*s* tiene los siguientes números cuánticos: $n = 2$, $l = 0$, $m_l = 0$ y $m_s = \pm ½$. Pero para entender el comportamiento electrónico de los átomos polielectrónicos, necesitamos conocer la manera en que *están distribuidos* los electrones entre los distintos orbitales atómicos, es decir, su configuración electrónica.

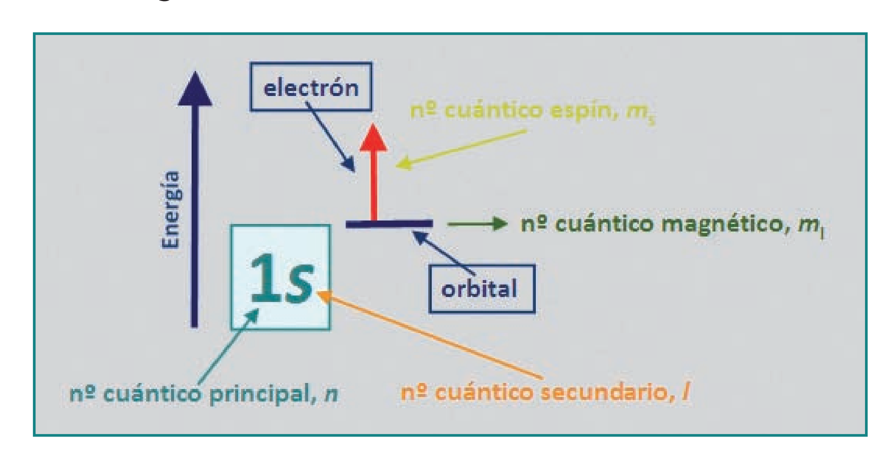


Figura 32. Electrón en un orbital 1*s*.

Para cualquier átomo, hemos visto que el *estado fundamental* es aquel en el que sus electrones ocupan los niveles energéticos más bajos, aquellos con la menor energía. Es el estado más estable o de mínima energía, y los demás son *estados excitados*. La excitación de los átomos puede realizarse por medios muy diversos, y los electrones que han pasado a estos niveles superiores o excitados, suelen volver rápidamente a su orbital normal o estado fundamental. Los electrones de un átomo, en su estado normal, se distribuyen de forma que la energía sea mínima, lo que significa que tienden a ocupar los orbitales en el orden de menor a mayor energía, siguiendo, como es frecuente, la ley del mínimo esfuerzo. Por ello, cuando la configuración electrónica es la de mínima energía se obtiene lo que se denomina **configuración electrónica del estado fundamental**, y si algún electrón se encuentra en un nivel energético superior, tenemos la **configuración electrónica de un estado excitado**.

- **Notaciones electrónicas de los átomos**

Escribir la notación electrónica o configuración electrónica de un átomo consiste en indicar detalladamente cómo se distribuyen sus electrones en los diferentes orbitales.

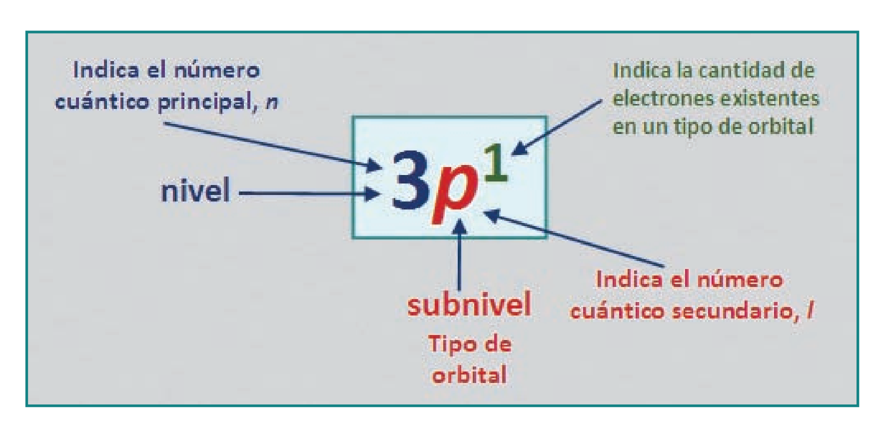


Figura 33. Notación electrónica de los átomos.

Para indicar dicha configuración electrónica de un átomo se utiliza una **notación estándar** abreviada, que es la siguiente: se ponen unos números enteros (1, 2, 3…) que representan los niveles, seguida del símbolo del orbital ocupado (*s, p, d*,…) y, mediante un superíndice, se escribe el número de electrones dentro del correspondiente orbital. Así, por ejemplo, $3p^1$ nos indica que en el conjunto de orbitales 3*p* hay 1 electrón, pero el superíndice no nos informa de su distribución entre ellos (Figura 33).

La suma de los exponentes o superíndices nos dará el número de electrones que posee un átomo, pero esto no se cumple si se trata de un ion. En el caso de un ion, se deberán sumar o restar tantos electrones como indique la carga de dicho ion. Sumaremos en el caso de un anión (ion negativo) y restaremos si se trata de un catión (ion positivo). Conviene recordar que el número de electrones de un átomo es igual a su número atómico *Z*.

Así, en el caso del O^{2-} tenemos que *Z* = 8, pero como es un ion con dos cargas negativas, $2e^-$, su configuración electrónica ha de alojar 10 electrones:

$$\text{O (oxígeno) Z = 8 } (8e^-) \xrightarrow{\text{gana } 2e^-} \mathbf{O^{2-}}: 8e^- + 2e^- = 10 \text{ electrones}$$

Por el contario, en el caso del Fe^{2+}, *Z* (Fe) = 26, como es un ion positivo quiere decir que el átomo neutro ha perdido $2e^-$, por lo que en su configuración electrónica debemos eliminar o restar dos electrones, quedando 24 e^-:

$$\text{Fe (hierro) Z = 26 } (26\ e^-) \xrightarrow{\text{pierde } 2e^-} \mathbf{Fe^{2+}}: 26e^- - 2e^- = 24 \text{ electrones}$$

Para visualizar mejor las configuraciones electrónicas de los átomos, es muy corriente utilizar diagramas esquemáticos, en los que cada cuadradito representa un orbital, y los electrones se representan mediante flechas, hacia arriba o hacia abajo, para indicar espines opuestos (en general, hacia arriba = +1/2 y hacia abajo = -1/2). A esta forma de representar la configuración electrónica de un átomo se le denomina **diagrama de orbital**, que muestra el espín del electrón (número cuántico de espín, m_s) (Figura 34).

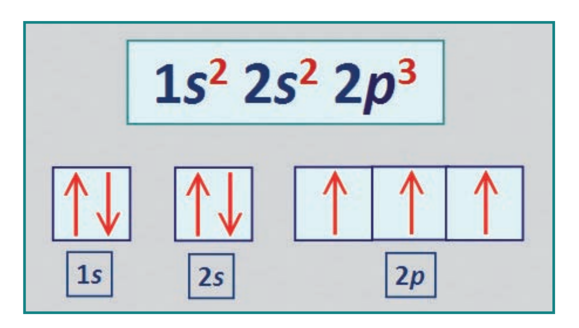


Figura 34. Diagrama de orbitales.

En la Figura 35 se recogen las diferentes maneras explicadas de expresar la distribución electrónica de un átomo.

Dentro de la configuración electrónica, tiene extraordinaria importancia, como ya se estudiará más adelante, la que se refiere al nivel energético más externo ocupado por electrones de un elemento, que se llama **configuración electrónica de la capa de valencia**, pues es la responsable de las propiedades químicas de ese elemento.

Así, por ejemplo, en el elemento Calcio, Ca, de número atómico *Z* = 20, podemos ver, en la Figura 36, que hay 2 electrones de valencia en el nivel más externo, por lo que su capa de valencia es → $4s^2$, como tiene tendencia a perderlos su valencia es +2.

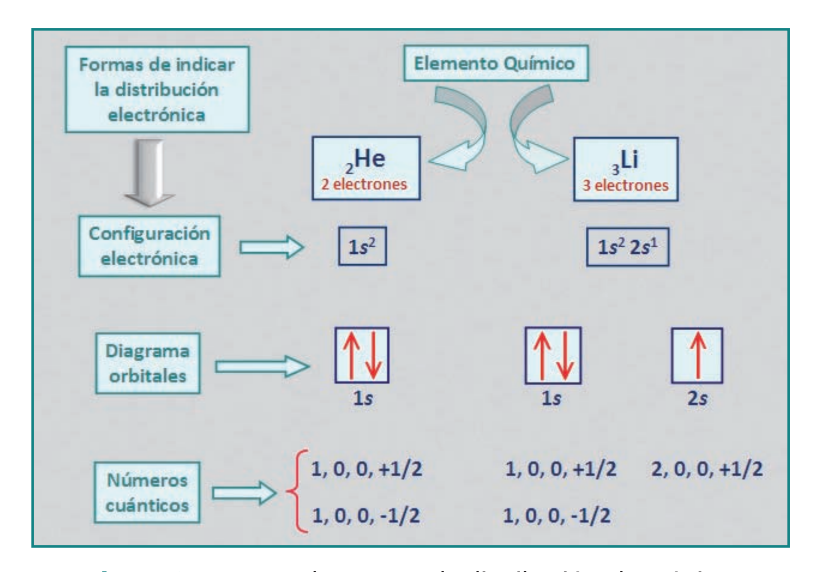


Figura 35. Formas de expresar la distribución electrónica.

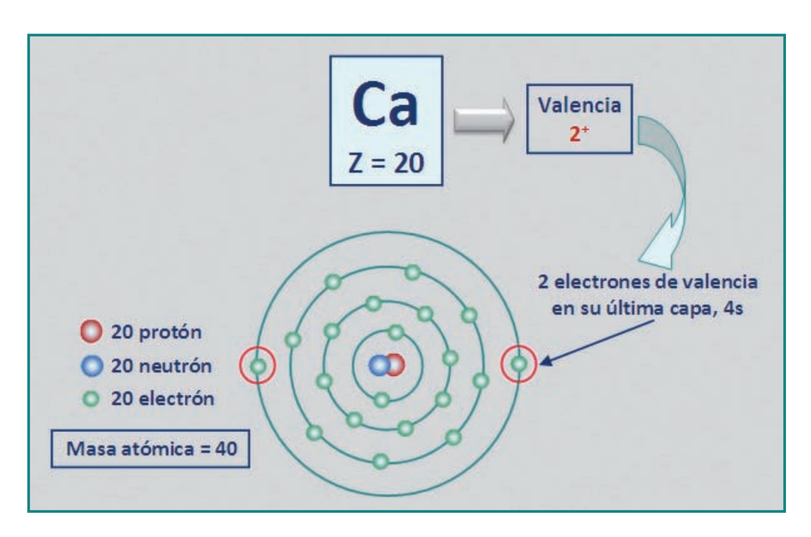


Figura 36. Configuración electrónica de la capa de valencia del Ca.

En la Tabla 5 se muestra la configuración electrónica de la capa de valencia de los dieciocho primeros elementos del Sistema Periódico.

Tabla 5. Capa de valencia de algunos elementos químicos

Elemento	N.º Sistema Periódico	Capa de valencia	Elemento	N.º Sistema Periódico	Capa de valencia
H	1	$1s^1$	**Ne**	10	$2s^2\ 2p^6$
He	2	$1s^2$	**Na**	11	$3s^1$
Li	3	$2s^1$	**Mg**	12	$3s^2$
Be	4	$2s^2$	**Al**	13	$3s^2\ 3p^1$
B	5	$2s^2\ 2p^1$	**Si**	14	$3s^2\ 3p^2$
C	6	$2s^2\ 2p^2$	**P**	15	$3s^2\ 3p^3$
N	7	$2s^2\ 2p^3$	**S**	16	$3s^2\ 3p^4$
O	8	$2s^2\ 2p^4$	**Cl**	17	$3s^2\ 3p^5$
F	9	$2s^2\ 2p^5$	**Ar**	18	$3s^2\ 3p^6$

6.2. Reglas y principios para establecer la configuración electrónica

Hemos visto que es necesario establecer la ordenación de los electrones en los átomos indicando, de manera concisa, cuántos hay en cada nivel y subnivel energético, es decir, su *configuración electrónica*. Para ello, debemos tener en cuenta una serie de reglas o principios que nos permitirán escribir de forma correcta las diferentes configuraciones electrónicas para los átomos, que son: Principio de exclusión de Pauli, Regla de Madelung, Regla de máxima multiplicidad de Hund y Regla de la construcción progresiva o de Aufbau.

6.2.1. Principio de exclusión de Pauli

La capacidad de un orbital dado para alojar electrones no es ilimitada, pues cada orbital sólo puede albergar un número máximo de electrones.

El físico austriaco W. Pauli estableció una limitación muy importante en relación a la distribución de los electrones en los distintos orbitales, enunciando el **Principio de exclusión de Pauli** que establece que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan iguales los cuatro valores de sus números cuánticos.

> **Principio de exclusión de Pauli.** Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

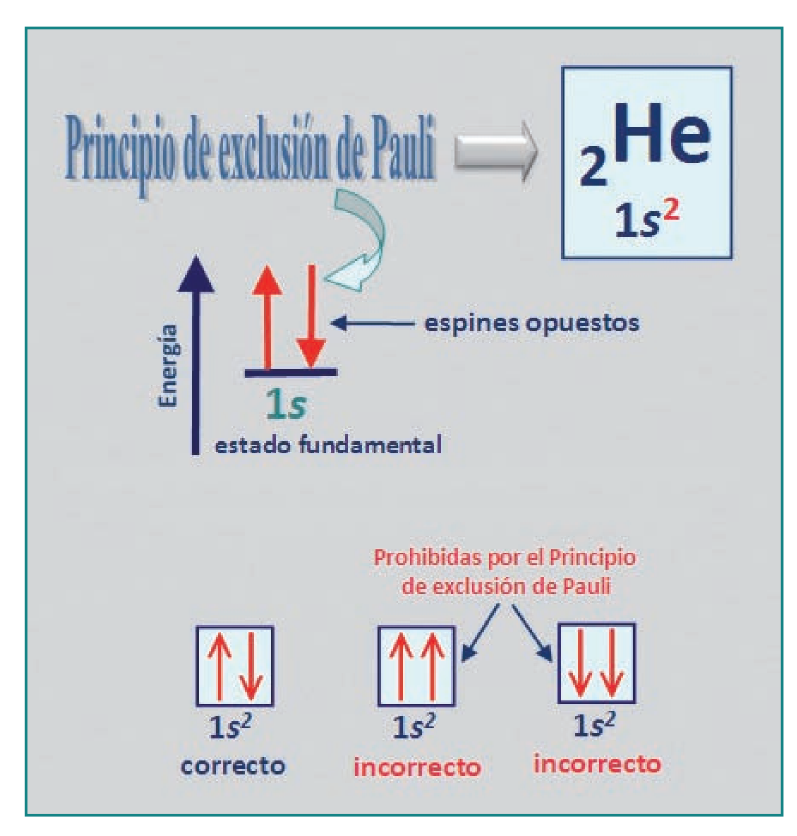


Figura 37. Principio de exclusión de Pauli.

De este principio se deducen dos consecuencias muy importantes, referentes a la distribución de los electrones en el átomo:

— En un orbital sólo puede haber como **máximo dos electrones**, que han de tener espines contrarios. Es decir, que dos electrones con espines opuestos pueden formar una pareja y ocupar un mismo orbital (en este caso se dice que los electrones están *apareados*), pero en ese orbital ya no pueden entrar más electrones. Así, por ejemplo, en un orbital 1*s*: $n = 1$, $l = 0$ y $m_l = 0$, el primer electrón que se alberga en dicho orbital 1*s* tendrá los números cuánticos: $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$ y $m_s = +½$, y el segundo electrón, para cumplir este principio, debe tener los números cuánticos: $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$ y $m_s = -½$. Ahora no puede entrar un tercer electrón en este orbital 1*s*, ya que tendría los mismos valores de los números cuánticos que alguno de los dos anteriores (Figura 37).

— Se fija el número máximo de electrones que puede existir en un determinado nivel energético o capa electrónica (*n*). Como hemos visto, en cada subnivel *l*, hay $(2l + 1)$ orbitales, y si un nivel (*n*) dado puede albergar n^2 orbitales (como también se ha indicado con anterioridad), y cada orbital 2 electrones, entonces sólo puede haber:

$2n^2$ electrones en cada nivel

Así, en el primer nivel pueden existir un máximo de 2 electrones, en el segundo nivel 8 electrones, en el tercero 18, en el cuarto 32 electrones, y así sucesivamente:

Nivel principal, *n*	N.º máximo de e^-
1	2
2	8
3	18
4	32

Ejemplo

1. Escribir el número máximo de electrones que pueden existir en el primer y segundo nivel de energía, indicando sus números cuánticos para cada uno de ellos.

Solución

- **Primer nivel: 2 electrones** $\rightarrow n = 1 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0, m_s = +1/2$
  $\rightarrow n = 1 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0, m_s = -1/2$
- **Segundo nivel: 8 electrones** $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0, m_s = +1/2$
  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0, m_s = -1/2$

  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = +1, m_s = +1/2$
  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = +1, m_s = -1/2$

  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = 0, m_s = +1/2$
  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = 0, m_s = -1/2$

  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = -1, m_s = +1/2$
  $\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = -1, m_s = -1/2$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Explicar, razonadamente, cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas **NO** son posibles de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli: *a)* $1s^2 2s^2 2p^4$; *b)* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$; *c)* $1s^2 3p^1$; *d)* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10}$.

Solución

El **principio de exclusión de Pauli** nos dice que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan iguales los cuatro valores de sus números cuánticos, por lo que en un subnivel *s*, formado por un único orbital, sólo puede contener 2 electrones; un subnivel *p*, formado por tres orbitales, puede contener 6 electrones; y un subnivel *d*, formado por 5 orbitales, puede contener 10 electrones. Por lo tanto:

a) $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ **Correcta.**

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 \rightarrow$ **Incorrecta.** No puede haber 3 electrones en el nivel 3*s*.

c) $1s^2 3p^1 \rightarrow$ **Correcta.**

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^{10} \rightarrow$ **Incorrecta.** No puede haber 10 electrones en el nivel 3*p*.

Ejercicio 2

¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden estar alojados en un subnivel con número cuántico secundario $l = 3$?

Solución

El **principio de exclusión de Pauli** nos dice que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan iguales los cuatro valores de sus números cuánticos, por lo que en un subnivel *s*, formado por un único orbital, sólo puede contener 2 electrones; un subnivel *p*, formado por tres orbitales, puede contener 6 electrones; y un subnivel *d*, formado por 5 orbitales, puede contener 10 electrones y en un subnivel *f* formado por 7 orbitales puede haber 14 electrones.

Como para un orbital $l = 3$ tenemos que: $n = 4 \rightarrow l = 3 \rightarrow$ orbital *f*

Orbital $f \rightarrow l = 3 \rightarrow m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3 \rightarrow$ 7 orbitales *f*

En cada orbital sólo se pueden alojar 2 electrones (Principio exclusión de Pauli), luego el número máximo de electrones en un orbital con $l = 3$ serán $7 \times 2 = 14 \rightarrow$ **14 electrones.**

- **Reglas generales para la asignación de electrones en los orbitales atómicos**

Para que sea más fácil de recordar, se pueden englobar los conceptos anteriores, formulando unas reglas generales sencillas para determinar el máximo número de electrones que admiten los distintos subniveles y orbitales, para un valor dado del número cuántico principal, *n,* (Tabla 6):

— Cada capa o nivel de número cuántico principal *n* contiene «*n*» subniveles. Por ejemplo, si $n = 2$, habrá 2 subniveles, con dos valores de *l*: un valor de 0 y 1.

— Cada subnivel de número cuántico *l* contiene $(2l + 1)$ orbitales. Por ejemplo, si $l = 1$, hay 3 orbitales *p*.

— Cada orbital admite un máximo de 2 electrones, por lo que el máximo número de electrones es simplemente el doble del número de orbitales empleados.

— Teniendo en cuenta la fórmula $2n^2$, es fácil calcular el máximo número de electrones que puede tener un átomo en el nivel principal *n*.

Tabla 6. Distribución de orbitales y electrones por niveles

Niveles de energía (*n*)	**1**	**2**		**3**			**4**			
Denominación de los subniveles	*s*	*s*	*p*	*s*	*p*	*d*	*s*	*p*	*d*	*f*
Número de orbitales de cada tipo (n^2)	1 $m_l = 0$	1 $m_l=0$;	3 $m_l=0,\pm1$	1 $m_l=0$;	3 $m_l=0,\pm1$;	5 $m_l=0,\pm1,\pm2$	1	3	5 $m_l=0,\pm1,\pm2$;	7 $m_l=0;\pm1,\pm2,\pm3$
Denominación de los orbitales	1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	3*p*	3*d*	4*s*	4*p*	4*d*	4*f*
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Número máximo de electrones por nivel ($2n^2$)	2	8		18			32			

Por lo tanto tenemos que:

— Cada nivel principal de **número cuántico *n*** contiene un total de:

***n* subniveles.**

***n^2* orbitales.**

***$2n^2$* electrones (e^-).**

— Cada subnivel de **número cuántico *l*** contiene un total de:

$2l + 1$ orbitales.

$4l + 2$ *electrones* (e^-).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Determínese el número máximo posible de electrones en el subnivel *d*, especificando sus combinaciones posibles de números cuánticos.

Solución

Para un subnivel *d*, hemos visto que $l = 2$.

El máximo número de electrones estará dado por:

$$2\,(2 \times l + 1) = 2\,(2 \times 2 + 1) = \textbf{10 electrones}$$

El conjunto de las combinaciones posibles para el subnivel *d*, sin que haya dos de ellas con todos los números cuánticos iguales (Principio de exclusión de Pauli), es el siguiente:

l	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
m_l	2	2	1	1	0	0	-1	-1	-2	-2
m_s	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2

Ejercicio 2

¿Cuántos electrones hay como máximo en: *a)* un orbital *s*; *b)* un orbital *d*; *c)* un orbital *p*; *d)* un grupo completo de orbitales *d*; *e)* un nivel energético $n = 2$.

Solución

En un orbital sólo puede haber como máximo 2 electrones, que han de tener los espines contrarios, de acuerdo con el Principio de exclusión de Pauli.

Sólo existe un orbital *s* en cada nivel. Los *p* aparecen en grupos de tres, los *d* en grupos de cinco y los *f* en grupos de 7.

Teniendo en cuenta estas afirmaciones tenemos que:

a) un orbital *s* $\rightarrow$ **2 electrones.**

b) un orbital *d* $\rightarrow$ **2 electrones.**

c) un orbital *p* $\rightarrow$ **2 electrones.**

d) un grupo completo de orbitales *d* $\rightarrow$ como son 5 orbitales: **10 electrones.**

e) un nivel energético $n = 2$ $\rightarrow$ n^2 orbitales $\rightarrow$ $2n^2$ electrones: **8 electrones.**

$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0,\ m_s = +1/2$
$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 0 \rightarrow m_l = 0,\ m_s = -1/2$

$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = +1,\ m_s = +1/2$
$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = +1,\ m_s = -1/2$

$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = 0,\ m_s = +1/2$
$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = 0,\ m_s = -1/2$

$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = -1,\ m_s = +1/2$
$\rightarrow n = 2 \rightarrow l = 1 \rightarrow m_l = -1,\ m_s = -1/2$

Ejercicio 3

Indicar, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre de los orbitales que representan los valores de *n* y *l*, así como el número de electrones que pueden alojar: *a)* $n = 2$, $l = 0$, $m_l = -1$; $m_s = ½$; *b)* $n = 3$, $l = 2$, $m_l = +1$, $m_s = -½$; *c)* $n = 2$, $l = +1$, $m_l = -1$, $m_s = -½$; *d)* $n = 1$, $l = -1$, $m_l = 0$, $m_s = ½$; *e)* $n = 4$, $l = 3$, $m_l = -2$, $m_s = -½$.

Solución

a) $n = 2$, $l = 0$, $m_l = -1$; $m_s = +½$ → La combinación (2, 0, -1, ½) **NO es correcta**, porque si $l = 0$, m_l necesariamente tiene que ser igual a 0.

b) $n = 3$, $l = 2$, $m_l = +1$; $m_s = -½$ → La combinación (3, 2, +1, -½) **SÍ es correcta**, y corresponde a un electrón alojado en un subnivel ***3d*** (n= 3; l = 2). En dicho subnivel hay 5 orbitales *d*, en cada uno de los cuáles se pueden alojar 2 e^-, por tanto caben **10 electrones** (2 e^- en cada uno de los orbitales *d*).

c) $n = 2$, $l = +1$, $m_l = -1$; $m_s = -½$ → La combinación (2, 1, -1, -1/2) **SÍ es correcta**, y corresponde a un electrón alojado en el subnivel ***2p*** (n = 2; l = 1). En el subnivel *p* hay 3 orbitales en los que caben **6 electrones** (2 e^- en cada uno de los orbitales *p*).

d) $n = 1$, $l = -1$, $m_l = 0$; $m_s = +½$ → La combinación (1, -1, 0, +1/2) **NO es correcta**, porque si n = 1, l sólo puede adoptar el valor 0. Además, l nunca puede tener valores negativos.

e) $n = 4$, $l = 3$, $m_l = -2$; $m_s = -½$. → La combinación (4, 3, -2, -1/2) **SÍ es correcta**, y corresponde a un electrón del subnivel ***4f*** (n = 4; l = 3). En el subnivel *f* hay 7 orbitales en los que caben **14 electrones** (2 e^- en cada uno de los orbitales *f*).

6.2.2. Ordenación de orbitales según su energía: Regla de Madelung

La energía de un orbital depende de los tres números cuánticos que lo definen: *n*, *l* y m_l, si bien en ausencia de campo magnético externo sólo depende de *n* y *l*. Asimismo, como se ha comentado, un orbital es más estable cuanto menor sea su contenido energético (Figura 38, página 350).

Para poder saber, de una forma aproximada y para la mayoría de los elementos, cuál de varios orbitales dados tiene menor energía, se suman los respectivos valores de *n* y *l,* y se aplica la denominada **Regla de Madelung**:

— Tiene menor energía el orbital que posee un valor de: ($n + l$) más bajo o la energía aumenta a medida que lo hace el valor de $n + l$.

— Si tenemos dos orbitales con igual valor de $n + l$, tiene menor energía aquel que tiene el valor de *n* menor.

Así, por ejemplo, al aplicar la regla ($n + l$), podemos comprobar que se obtiene un valor mayor para el orbital 3*d*: 3(*n*) + 2(*l*) = 5, que para el orbital 4*s*: 4(*n*) + 0(*l*) = 4, es decir que energéticamente 3*d* es mayor que 4*s*, como se puede ver en la Figura 38, que nos muestra la energía relativa de los orbitales en un átomo polielectrónico.

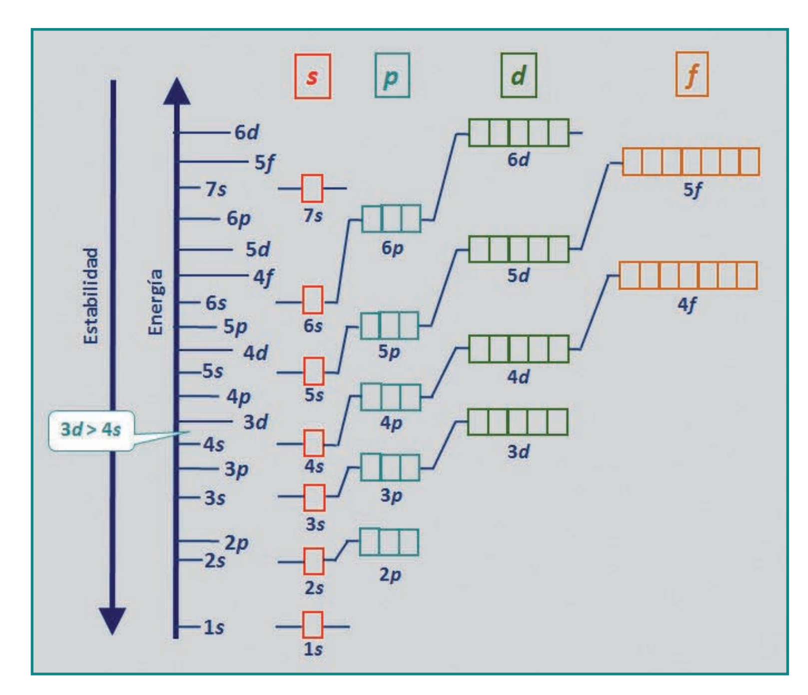


Figura 38. Distribución de los orbitales como subniveles energéticos.

Teniendo en cuenta el orden creciente de energía de los orbitales, se ha construido un **Diagrama de ocupación de los orbitales** denominado **Diagrama de Moeller** (Figura 39), regla nemotécnica que nos va a permitir obtener la configuración electrónica de un átomo o ion en su estado fundamental, de una forma fácil de recordar. La aplicación de esta regla se cumple con relativa exactitud en casi todos los elementos, aunque, conviene saber, que el orden puede ser diferente en algunos casos, que no vamos a ver en este libro (algunos elementos de transición y las tierras raras).

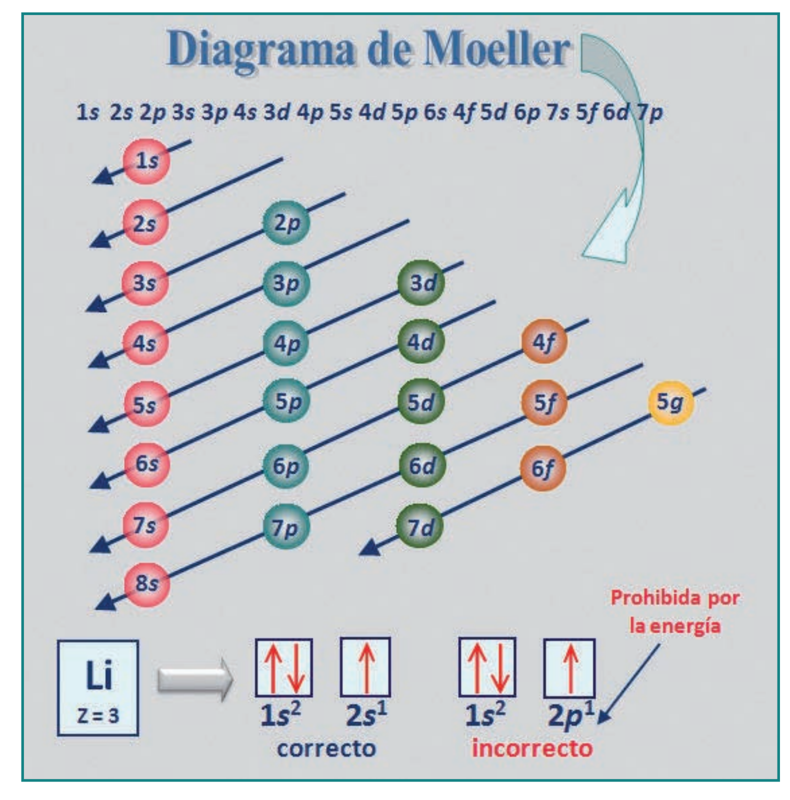


Figura 39. Diagrama de Moeller.

Para aplicarla se van completando los distintos subniveles, desde arriba hacia abajo en la dirección y sentido que marcan las flechas, hasta distribuir todos los electrones que nos indique el número atómico, Z, del elemento. Finalmente, debemos agrupar los distintos subniveles en el nivel que les corresponde.

Tenemos que tener en cuenta que existen orbitales con el mismo valor de *n* y *l*, con lo que su energía será la misma. Esto ocurre, por ejemplo, en el caso de los tres orbitales *p* (p_x, p_y y p_z) o los cinco orbitales *d* de un mismo subnivel energético. A estos orbitales con igual energía se les denomina **orbitales degenerados**.

Ejemplos

1. Escribir los niveles de energía de los orbitales de los átomos de Rubidio, Rb, (*Z* = 37) y Estroncio, Sr, (*Z* = 38):

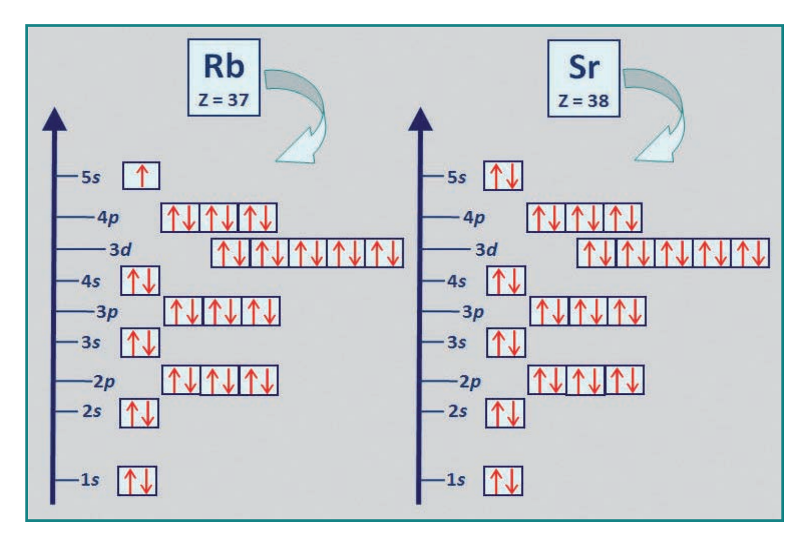


Figura 40. Niveles de energía del Rb y Sr.

2. Escribir los niveles de energía de los orbitales de los átomos de Potasio, K, (*Z* = 19) y Calcio, Ca, (*Z* = 20):

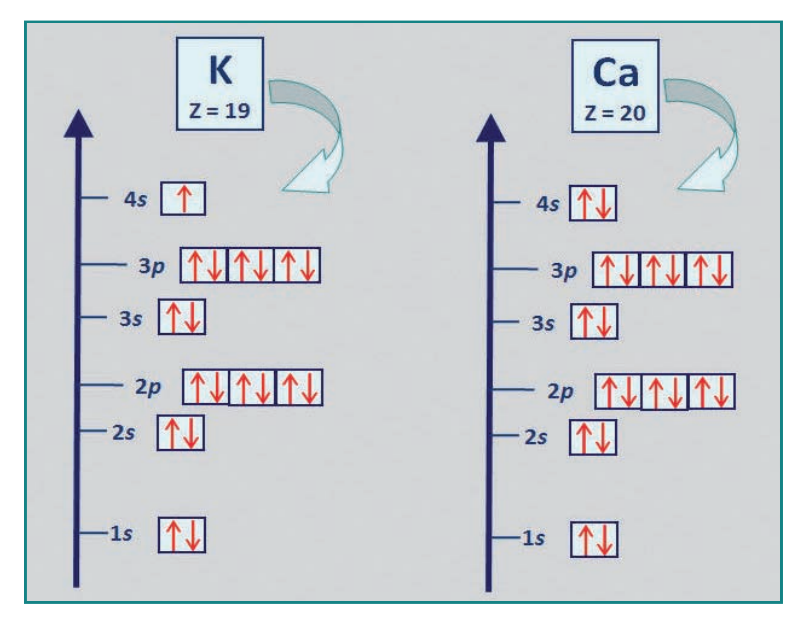


Figura 41. Niveles de energía del K y Ca.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indicar el orbital de menor energía entre: 5*d* y 6*p*. ¿Qué regla se aplica?

Solución

Orbital 5*d* → $n = 5$ y $l = 2$ (por ser tipo *d*) → $n + l = 7$

Orbital 6*p* → $n = 6$ y $l = 1$ (por ser tipo *p*) → $n + l = 7$

Se aplica la *Regla de Madelung* que nos indica que: «si tenemos dos orbitales con igual valor de $n + l$, tiene menor energía aquel que tiene el valor de *n* menor», luego:

5*d* tiene menor energía que 6*p*.

Ejercicio 2

Indicar los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénelos en forma creciente de energías: *a)* 4*f*; *b)* 3*d*; *c)* 5*s*; *d)* 4*p*.

Solución

a) 4*f* → El orbital 4*f* tiene los números cuánticos: $n = 4$ y $l = 3$ (por ser de tipo *f*). Como no especifica de qué tipo de orbital *f* se trata, el número cuántico m_l puede ser cualquier número entero de -3 a +3, incluido el 0, es decir: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3.

b) 3*d* → El orbital 3*d* tiene los números cuánticos: $n = 3$ y $l = 2$ (por ser de tipo *d*). Como no especifica de qué tipo de orbital *d* se trata, el número cuántico m_l puede ser cualquier número entero de -2 a +2, incluido el 0, es decir: -2, -1, 0, +1, +2.

c) 5*s* → El orbital 5*s* tiene los números cuánticos: $n = 5$ y $l = 0$ (por ser de tipo *s*), y el número cuántico m_l será igual a 0, pues sólo hay un orbital de ese tipo.

d) 4*p* → El orbital 4*p* tiene los números cuánticos: $n = 4$ y $l = 1$ (por ser de tipo *p*). Como no especifica de qué tipo de orbital *p* se trata, el número cuántico m_l puede ser cualquier número entero de -1 a +1, incluido el 0, es decir: -1, 0, +1.

En relación con la energía de estos orbitales, tenemos que tener en cuenta que aumenta con el valor ($n + l$), y que a igualdad de éste, tiene mayor energía aquél con mayor número cuántico *n*. Por tanto, el orden energético será:

3*d* < 4*p* < 5*s* < 4*f*

6.2.3. Regla de Hund o de máxima multiplicidad

La fuerza de repulsión electrostática entre dos electrones será mínima cuánto más alejados estén el uno del otro, esto significa que cuando dos electrones están situados en un mismo orbital, aunque magnéticamente se atraen entre sí, eléctri-

camente se repelen con más fuerza que si estuvieran en orbitales diferentes. Por tanto, como los electrones se repelen entre sí, la configuración de mínima energía es aquella que mantiene a los electrones lo más alejado posible entre ellos. De acuerdo con este hecho, y teniendo en cuenta el *principio de exclusión de Pauli,* se enunció la denominada **Regla de máxima multiplicidad o de Hund**, la cual indica que si en un mismo subnivel hay disponibles varios orbitales de la misma energía, los electrones se colocan por separado, de modo que ocupan el mayor número de ellos (se sitúan separados antes que ocupar dos electrones el mismo orbital) y, además, con espines iguales o paralelos, mientras sea posible. Como es lógico, si se trata de cuatro electrones en orbitales 2*p*, dos de ellos se tienen que *aparear*, mientras que los otros dos se colocan *desapareados* (Figura 42).

Principio de Hund indica que cuando en un subnivel existen varios orbitales disponibles, los electrones tienden a ocupar el máximo número de ellos, y con espines paralelos.

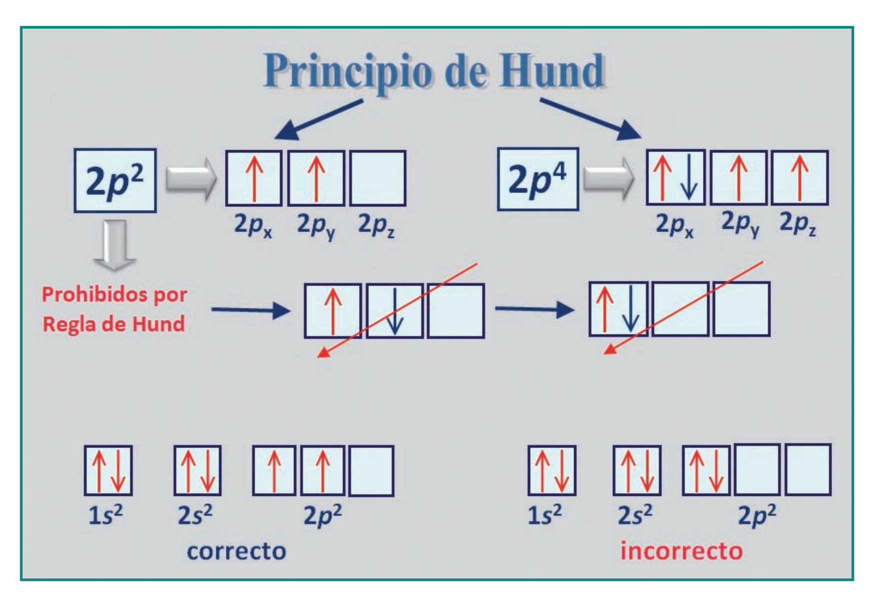


Figura 42. Principio de Hund de máxima multiplicidad.

Así, por ejemplo, en el Nitrógeno, N, *Z* = 7, con configuración electrónica: $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$, los tres electrones situados en orbitales 2*p* se colocan desapareados, para cumplir la regla de Hund. Normalmente, estas configuraciones se escriben de forma resumida, $2p^3$, si bien tenemos que tener siempre en cuenta que el exponente *tres*, no quiere decir que dos de los electrones se encuentren formando una pareja, sino que los tres son independientes, como podemos ver en la Figura 43 (página 354).

Asimismo, en la Figura 43 (página 354), podemos ver que en el átomo de oxígeno, Z = 8, el octavo electrón tiene dos alternativas: ocupar él solo el orbital más bajo del nivel tres, es decir, el 3*s*, o bien formar una pareja con uno de los electrones solitarios de los orbitales 2*p*, que es lo que debe hacer. Es muy importante fijarse bien que, en este caso, ya no se puede aplicar la regla de Hund, puesto que la energía del orbital 3*s* es mayor que la de cualquiera de los tres orbitales 2*p*, que están parcialmente ocupados. Por ello, el octavo electrón debe formar una pareja con otro de los electrones de estos orbitales, pues la *regla de Hund se debe aplicar sólo si hay vacantes varios orbitales de la misma energía.*

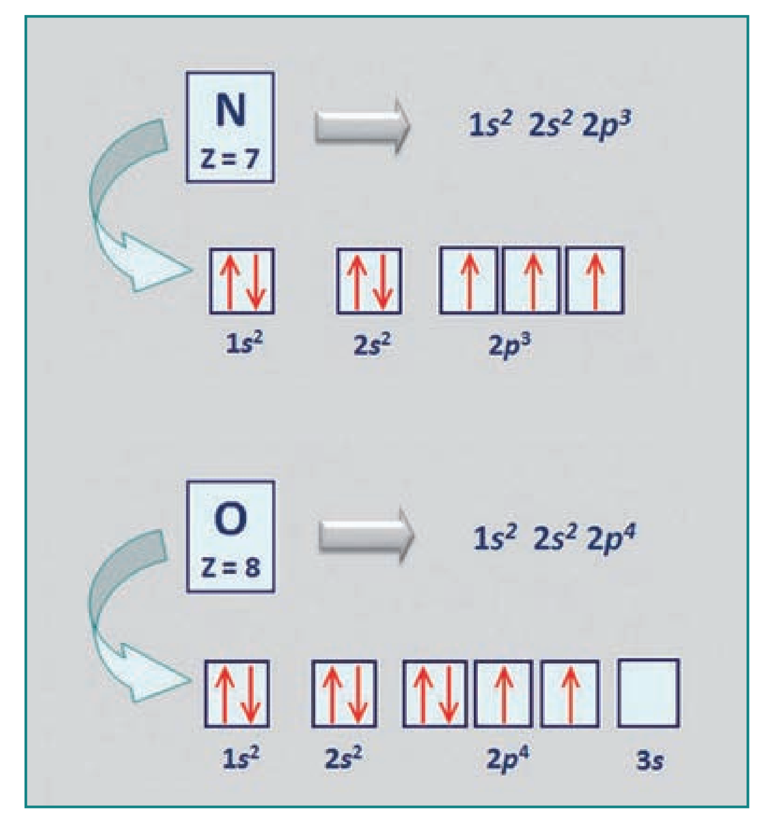


Figura 43. Configuración electrónica del N y O.

Ejemplos

A continuación, en la Figura 44 se muestran las configuraciones electrónicas, teniendo en cuenta el *Principio de máxima multiplicidad de Hund*, de los siguientes elementos: Boro (B) Z = 5; Carbono (C) Z = 6, Aluminio (Al) Z = 13 y Silicio (Si) Z = 14.

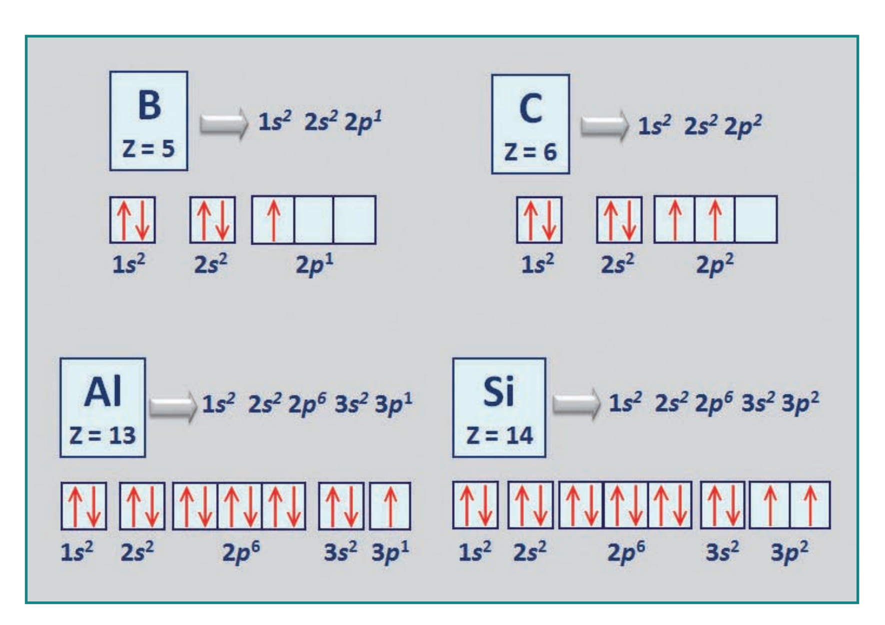


Figura 44. Configuración electrónica del B, C, Al y Si.

6.2.4. *Regla de construcción progresiva o Regla de Aufbau*

Para predecir correctamente cómo será el orden de llenado de los orbitales (subniveles) por parte de los electrones de un átomo en su estado fundamental, es decir, escribir su estructura o configuración electrónica en el estado normal o basal, se utiliza el **Principio de construcción progresiva o Principio de mínima energía o Regla de Aufbau (**en alemán la palabra *aufbau* significa «construir hacia arriba»), que a su vez se basa en otros dos principios fundamentales que acabamos de ver: el principio de mínima energía y el principio de exclusión de Pauli.

Este principio establece que los electrones de un átomo, en su estado normal, se distribuyen de forma que la energía sea mínima, que es la más estable. Por lo tanto, para determinar correctamente una configuración electrónica se debe tener en cuenta que en el estado fundamental, los electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía, empezando por los de menor valor, que son los más cercanos al núcleo, y que cada orbital sólo puede estar ocupado por dos electrones con espines diferentes u opuestos.

Regla de Aufbau. La configuración electrónica fundamental se obtiene colocando electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo, en orden creciente de energía.

Por tanto, teniendo en cuentan el orden creciente de energía de los orbitales, el principio de mínima energía (o regla de Aufbau), el principio de exclusión de Pauli y la Regla de Hund (máxima multiplicidad) podemos obtener aquella disposición de electrones con la que el átomo tiene la menor energía posible, es decir, la configuración electrónica de un átomo neutro o ion en su estado fundamental (Figura 45).

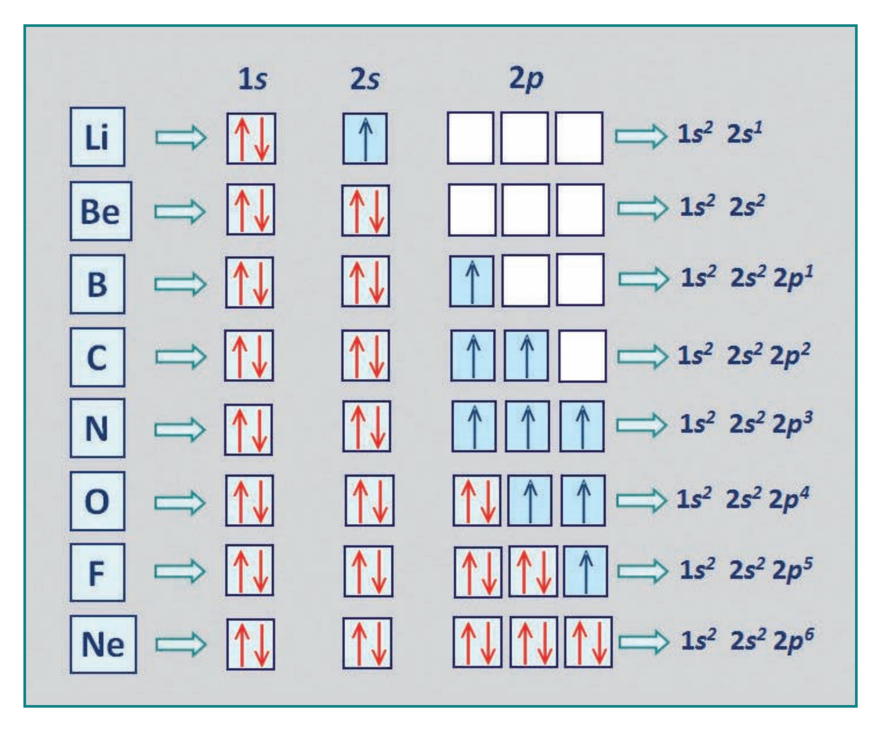


Figura 45. Configuraciones electrónicas.

Con la ayuda de estos principios podemos conocer fácilmente la estructura electrónica de los átomos, con la que se construye y justifica racionalmente el Sistema

Periódico (Figura 45, página 355), y se pueden interpretar las propiedades fisicoquímicas de los distintos elementos.

Si un átomo recibe la energía apropiada, sus electrones pueden ser excitados y acceder a orbitales de mayor energía, aunque la tendencia es retornar a la disposición propia del estado fundamental.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indicar, razonadamente, cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un elemento en su estado fundamental: *a)* $1s^2 2s^1$; *b)* $2s^1$; *c)* $1s^2 2s^2 3s^2$; *d)* $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$; *e)* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Solución

Las configuraciones: ***a)* $1s^2 2s^1$; *b)* $2s^1$** y ***e)* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$**, corresponden al estado fundamental de un elemento, ya que siguen el principio de construcción progresiva o principio de Aufbau.

La configuración *c)* $1s^2 2s^2 3s^2$, no corresponde al estado fundamental pues se han colocado 2 electrones en el orbital 3*s*, que tiene una energía superior que el nivel 2*p* que se encuentra vacio.

d) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$, no corresponde al estado fundamental pues se han colocado 1 electrón en el orbital 3*s*, que tiene una energía superior que el nivel 2*p*, que se encuentra sólo con 5 electrones y podría albergar el sexto electrón.

Ejercicio 2

El último electrón de un mismo tipo de orbital tiene los siguientes valores de sus números cuánticos: $n = 5$, $l = 3$, $m_l = 1$ y $m_s = +1/2$. Hallar la distribución electrónica en dicho tipo de orbital, teniendo en cuenta la regla de Hund.

Solución

Cuando $n = 5$ y $l = 3$, sabemos que se trata de un orbital 5*f*.

Por ser un orbital tipo *f* los valores posibles de m_l pueden ser: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, pero el enunciado nos dice que el valor de m_l es 1.

De acuerdo con la regla de Hund, existe 1 electrón en cada uno de los primeros orbitales hasta alcanzar el valor de $m_l = 1$, es decir, en 5 orbitales hay 1 electrón.

m_l	-3	-2	-1	0	1	2	3
m_s	↑	↑	↑	↑	↑		

Luego vemos que hay un total de 5 electrones en los orbitales 5*f*, por lo que su configuración electrónica será $\rightarrow$ **$5f^5$.**

Ejercicio 3

Escribir la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: *a)* N^{3-}; *b)* Mg^{2+}; *c)* Cl^{-}; *d)* K^{+}; *e)* Fe ¿Hay algún caso en el que existan electrones desapareados? (Números atómicos: N = 7; Mg = 12; Cl = 17; K = 19 y Fe = 26).

Solución

En primer lugar se deben escribir las configuraciones electrónicas de los distintos átomos neutros en su estado fundamental, teniendo en cuenta el orden de llenado de los orbitales atómicos, de menor a mayor energía (Principio de construcción progresiva o Regla Aufbau). A continuación, para escribir la configuración electrónica de un ion, se debe tomar como referencia la del átomo neutro y le añadiremos electrones, en el caso de que el ion sea negativo, o se los quitamos o restamos (de la capa más externa) si el ion es positivo. Teniendo en cuenta estas dos normas, tenemos:

a) N^{3-} ($Z = 7$) $\rightarrow$ $1s^2\,2s^2\,2p^3$ (átomo neutro) $\rightarrow$ **$1s^2\,2s^2\,2p^6$ (ion).**

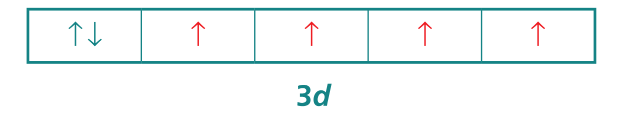
b) Mg^{2+} ($Z = 12$) $\rightarrow$ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$ (átomo neutro) $\rightarrow$ **$1s^2\,2s^2\,2p^6$ (ion).**

c) Cl^{-} ($Z = 17$) $\rightarrow$ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$ (átomo neutro) $\rightarrow$ **$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$ (ion).**

d) K^{+} ($Z = 19$) $\rightarrow$ $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$ (átomo neutro) $\rightarrow$ **$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$ (ion).**

e) Fe ($Z = 26$) $\rightarrow$ **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\,3d^6 4s^2$ (átomo neutro).**

No hay electrones desapareados en ninguna de las especies iónicas dadas, pero sí hay en el átomo neutro del **Fe**, pues según el *principio de máxima multiplicidad de Hund,* los 6 electrones que se encuentran en el subnivel *d*, $3d^6$, están distribuidos en los 5 orbitales *d*, por lo que hay **4 electrones desapareados**, de la siguiente forma:



3d

7. DESCRIPCIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO: PERÍODOS Y GRUPOS

7.1. Descripción del Sistema Periódico

El **Sistema Periódico** de los elementos es una tabla en la que se encuentran agrupados todos los elementos químicos, conocidos hasta la fecha, según el orden creciente de su número atómico, de tal forma que pueden apreciarse fácilmente los grupos de comportamiento químico parecido. El número de orden de cada elemento en esta tabla periódica corresponde con su número atómico.

La Clasificación Periódica, surgió de forma totalmente empírica y antes de que se conociesen sus fundamentos. Sus descubridores, y los que contribuyeron a su primitivo desarrollo, no tenían ningún conocimiento sobre la estructura electrónica de los átomos, que es la base del Sistema Periódico. Esto no fue un inconveniente para la inmediata utilización de esta tabla como guía en el descubrimiento de nuevos ele-

mentos desconocidos y, sobre todo, como sistema de ordenación lógica de la enorme variedad de hechos químicos. En este sentido, la clasificación periódica contribuyó al desarrollo de la Química durante mucho tiempo y, en la actualidad, constituye la base fundamental para el estudio sistemático, racional y deductivo de la mayor parte de la Química inorgánica.

Al descubrirse que gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de los elementos dependen, fundamentalmente, de los electrones que ocupan los orbitales atómicos más altos, llamados **electrones de valencia,** quedó patente la relación existente entre la configuración electrónica y la situación de cada elemento en el Sistema Periódico, es decir, se vio que había una periodicidad en las propiedades químicas de los elementos que radicaba en la configuración de sus electrones más externos (electrones de valencia), y ésta se repetía periódicamente. Por lo tanto, cuando se ordenan los elementos químicos, según su número atómico creciente, se pone de manifiesto la llamada **Ley Periódica** que dice que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

Ley Periódica. Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, se pone de manifiesto una repetición periódica de ciertas propiedades físicas o químicas de aquellos.

Por ello, es muy habitual que para expresar la configuración electrónica de los átomos, se prescinda de los orbitales internos de capas totalmente ocupadas y se indiquen sólo los orbitales externos de la última capa incompleta (capa de valencia).

Para que se refleje correctamente la configuración electrónica de los elementos, el Sistema Periódico se construye de tal manera que los elementos quedan ordenados de izquierda a derecha y de arriba abajo, en orden creciente de sus números atómicos, *Z*, distribuidos en 7 filas horizontales denominadas **periodos**, y en 18 columnas verticales llamadas **grupos** o **familias,** donde se encuentran los elementos de propiedades parecidas (Figura 46).

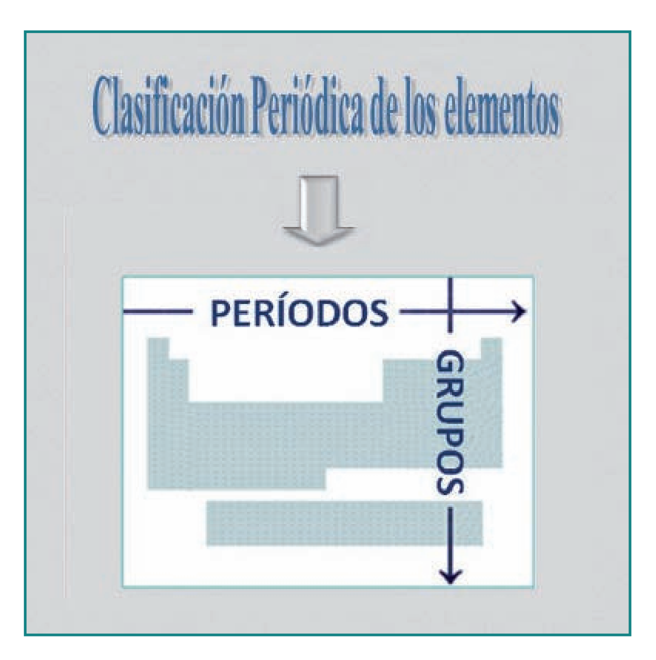


Figura 46. Períodos y grupos del Sistema Periódico.

Sistema Periódico. Consiste en una tabla en la que están ordenados los elementos químicos actualmente conocidos, según su número atómico creciente, en siete filas (períodos) y 18 columnas (grupos o familias).

7.2. Períodos

El **período** está formado por todos los elementos cuyo nivel energético superior es el mismo, es decir, en sus configuraciones electrónicas el número cuántico principal, *n*, mayor o último es el mismo para todos ellos.

Los elementos de un período determinado se caracterizan por tener electrones en el mismo nivel energético más externo, y es el número de ese nivel el que designa cada período, con números correlativos del 1 al 7. Así, como podemos ver en la Tabla 7, los elementos del período 1 tienen electrones sólo en el nivel energético 1 ($n = 1$), los del período 2 tienen electrones ocupando hasta el nivel 2 ($n = 2$) (Figura 45, página 355), los del período 3 tienen electrones hasta el nivel energético 3 ($n = 3$), y así sucesivamente hasta el período 7.

Tabla 7. Configuraciones electrónicas de los elementos situados en los períodos 1, 2 y 3 de la Tabla Periódica

	1 PERÍODO								
Número	**Símbolo**	**Nombre**	**1s**	**2s**	**2*p***	**3s**	**3*p***	**3*d***	**4s**
1	H	Hidrógeno	1						
2	He	Helio	2						
	2 PERÍODO								
Número	**Símbolo**	**Nombre**	**1s**	**2s**	**2*p***	**3s**	**3*p***	**3*d***	**4s**
3	Li	Litio	2	1					
4	Be	Berilio	2	2					
5	B	Boro	2	2	1				
6	C	Carbono	2	2	2				
7	N	Nitrógeno	2	2	3				
8	O	Oxígeno	2	2	4				
9	F	Flúor	2	2	5				
10	Ne	Neón	2	2	6				
	3 PERÍODO								
Número	**Símbolo**	**Nombre**	**1s**	**2s**	**2*p***	**3s**	**3*p***	**3*d***	**4s**
11	Na	Sodio	2	2	6	1			
12	Mg	Magnesio	2	2	6	2			
13	Al	Aluminio	2	2	6	2	1		
14	Si	Silicio	2	2	6	2	2		
15	P	Fósforo	2	2	6	2	3		
16	S	Azufre	2	2	6	2	4		
17	Cl	Cloro	2	2	6	2	5		
18	Ar	Argón	2	2	6	2	6		

En esta Tabla 7 vemos que al completar un Período pasamos a rellenar con electrones un nuevo nivel energético, pasando al siguiente Período. Cada elemento tiene un número atómico superior en una unidad al que precede, lo que significa la existencia de un electrón más, denominado **electrón diferenciador**, que se situará en el orbital disponible de mínima energía.

Como se ha indicado, el nivel energético en el que se encuentran los electrones de valencia en los elementos de un período dado es el mismo, ya que cada uno posee un electrón de valencia más que el anterior, por ello, no todos los períodos tienen el mismo número de elementos porque no puede haber el mismo número de orbitales en todos los niveles energéticos: forman un período de los elementos con electrones en un mismo nivel o capa de orbitales. Así, el primer período sólo tiene dos elementos (H y He), ya que el primer nivel de orbitales 1*s* sólo puede estar ocupado por dos electrones. En el segundo período se llena el segundo nivel de orbitales, uno *s* y tres *p,* y en el que, por tanto, caben cuatro parejas de electrones, por lo que estará formado por ocho elementos. Lo mismo ocurre en el tercer período, en el que se llenan los orbitales 3*s* y 3*p*, por lo que tendrá ocho elementos, e igualmente el cuarto y el quinto tendrán 18 y el sexto 32 (Figura 47). En el séptimo se encuentran los últimos elementos descubiertos y no está completo, pero podría haber 32.

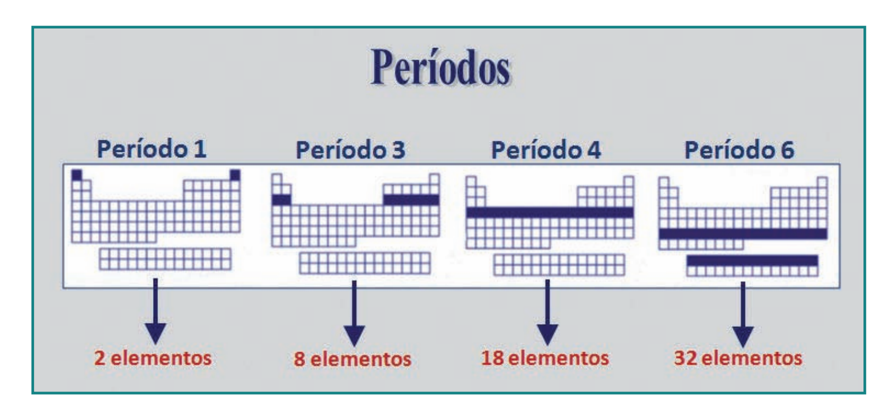


Figura 47. Número de elementos en los Períodos 1, 3, 4 y 6 del Sistema Periódico.

Estos períodos también se pueden agrupar en:

— Períodos cortos: períodos 1º, 2º y 3º (2, 8 y 8 elementos, respectivamente).

— Períodos medios: 4º y 5º (18 elementos).

— Períodos largos: 6º y 7º (32 elementos).

En los períodos los elementos presentan propiedades diferentes, que varían progresivamente desde el comportamiento metálico hasta el no metálico, para acabar siempre con un gas noble.

7.3. Grupos o familias

El Sistema Periódico consta de 18 columnas verticales denominadas **grupos o familias**, que se designan con números correlativos del 1 al 18. Esta notación no es universal, pues algunos países consideran que existen 16 familias de elementos divididas en dos grandes series, ocho de ellas van anotadas con el número seguido de la

letra A y otras ocho con la B. Además, esta designación de grupos A y B es diferente en Europa y en los Estados Unidos. En este texto se usa la notación estadounidense estándar para los grupos A y B. Para uniformar criterios la IUPAC (siglas inglesas que significan Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda numerar los grupos del 1 al 18 (Figura 48).

Clasificación Periódica

PERÍODO \ GRUPO	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une	110 Unn								

6	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
7	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Figura 48. Períodos y Grupos del Sistema Periódico.

Su característica más importante es que todos los elementos de un mismo grupo o familia tienen idéntica configuración de la capa electrónica más externa ***(capa de valencia).*** Como se ha visto, estos electrones se denominan ***electrones de valencia,*** y son los responsables de sus propiedades químicas y del tipo de enlace que van a presentar, lo que explica la semejanza en sus propiedades entre los elementos de un mismo grupo o familia (Figura 49).

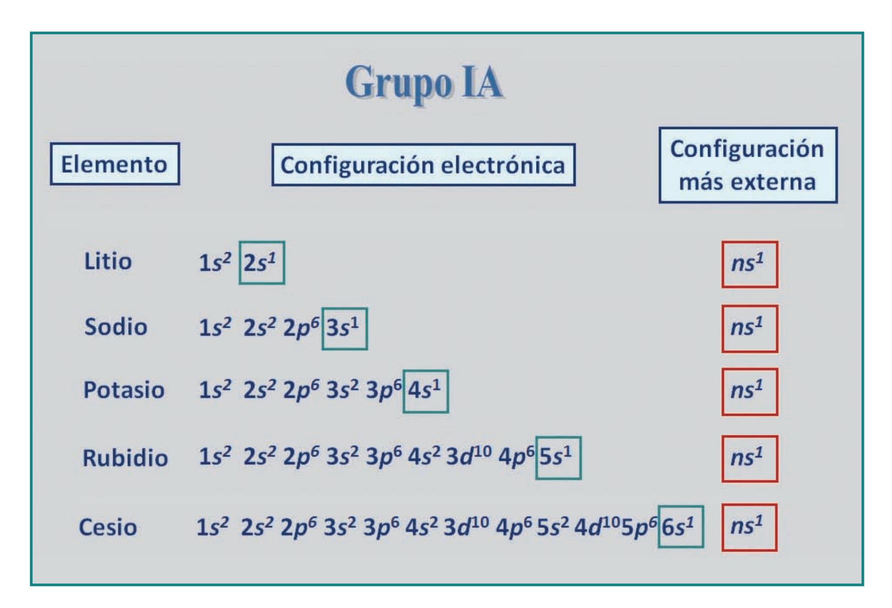


Figura 49. Configuración electrónica de su capa de valencia del Grupo 1 (IA).

8. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Hemos visto que al ir pasando de un elemento al siguiente en la Clasificación Periódica, además de añadir un protón (y uno o más neutrones al núcleo), se gana un nuevo electrón que irá ocupando sucesivamente los orbitales en un orden específico, teniendo en cuenta el principio de construcción progresiva comentado con anterioridad. Esto significa que la configuración electrónica de un elemento cualquiera es exactamente igual a la del elemento anterior, **excepto** en el último electrón añadido que recibe el nombre de **electrón diferenciador**, pues es el electrón que hace que un átomo sea diferente del átomo anterior a él en la Tabla Periódica. En la Figura 50 se ha representado en rojo el *electrón diferenciador* (en este caso situado en un orbital *p*), es decir, el último electrón que se va agregando al construir el Sistema Periódico siguiendo el orden de Aufbau.

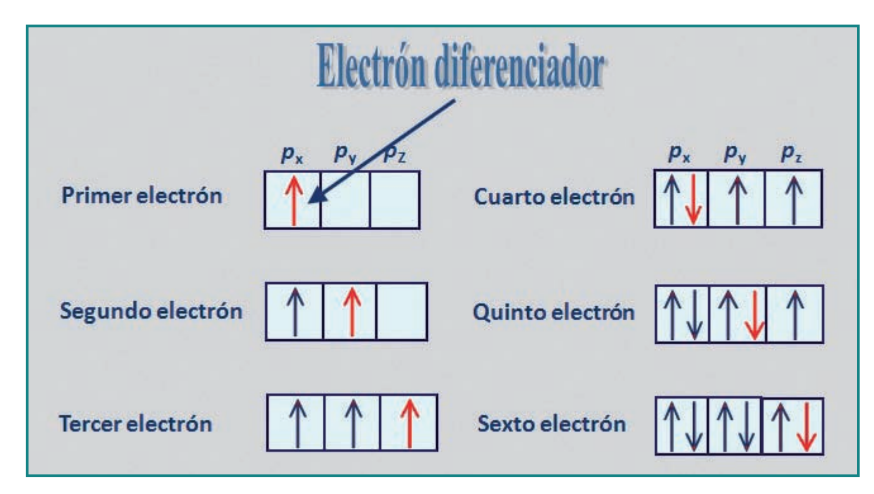


Figura 50. Electrón diferenciador.

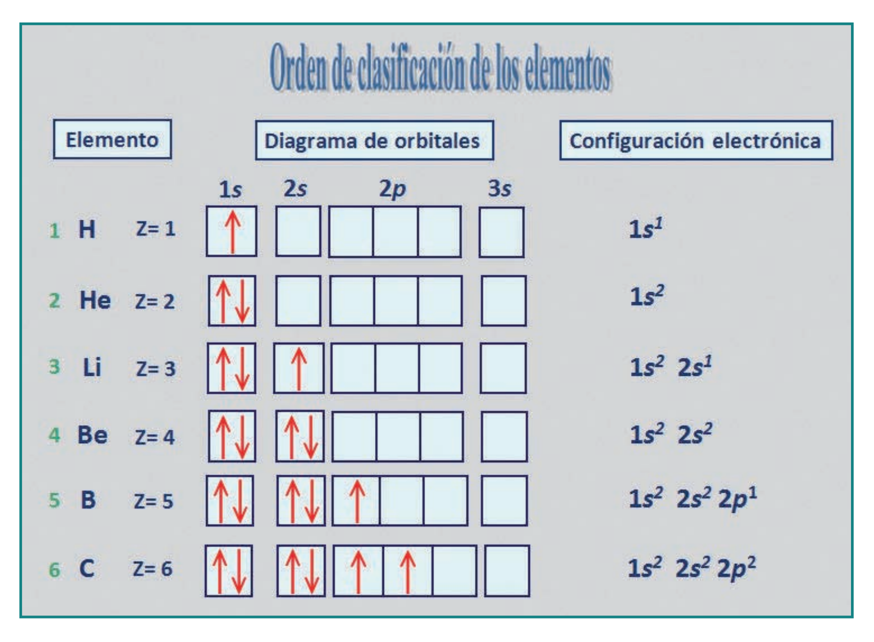


Figura 51. Distribución de los electrones de los átomos en orden creciente a su número atómico (Z).

Por tanto, el primer elemento de la Clasificación Periódica, el hidrógeno (Z = 1), como tiene un sólo electrón éste ocupará el orbital de menor energía, el 1*s*. A con-

tinuación, el segundo elemento, el helio (Z = 2), completará el orbital 1*s*, formando sus dos electrones una pareja. El siguiente electrón en el elemento tercero, Litio, pasa a ocupar el nivel de energía inferior disponible, el 2*s*, y así sucesivamente (Figura 51).

Teniendo en cuenta estos hechos, el Sistema Periódico, a efectos de configuraciones electrónicas, se puede dividir en cuatro zonas denominadas **Bloques**: bloque *s*, bloque *p*, *d* y *f*, porque en ellas se va colocando el *electrón diferenciador*. Es decir, la tabla está estructurada de manera que todos los átomos de una columna tienen los mismos electrones de valencia, así, por ejemplo, los elementos de la primera columna tienen todos un electrón de valencia en un orbital s. Si agrupamos las columnas en función del último tipo de orbital que se ha llenado tendremos los bloques *s*, *p*, *d* y *f*, tal y como se muestra en la Figura 52.

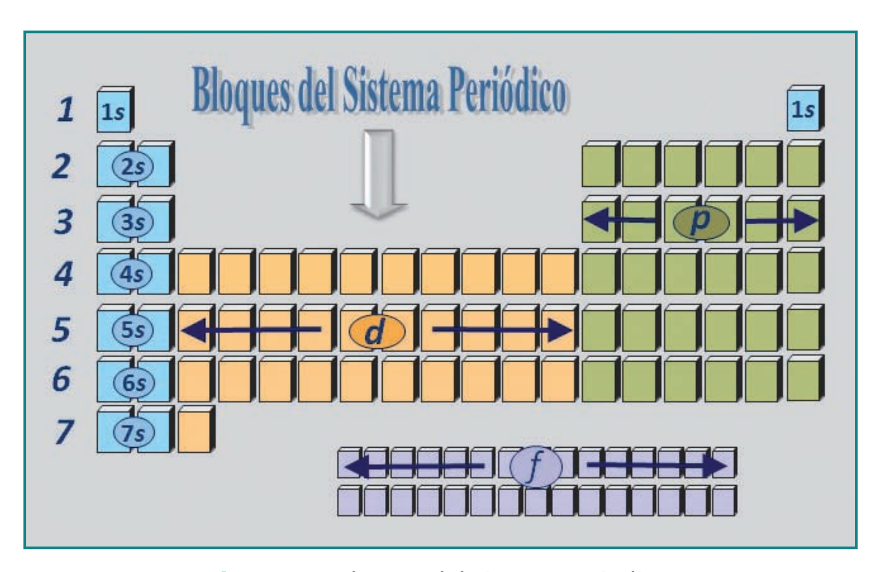


Figura 52. Bloques del Sistema Periódico.

De acuerdo con el tipo de subnivel que se ha llenado (característica de la configuración electrónica de las capas más externas), los elementos químicos del Sistema Periódico, se pueden clasificar en cuatro tipos diferentes: Gases nobles, elementos representativos, elementos de transición y elementos de transición interna. En general, para los elementos representativos el electrón diferenciador está en el orbital *s* o en el orbital *p*, para los elementos de transición el electrón diferencial se encuentra en el orbital *d* y para los elementos de transición interna el electrón diferencial hasta en el orbital *f* (Figura 53, página 364).

— *Gases nobles*. Presentan siempre capas electrónicas completas (subniveles n*s* y n*p* completamente llenos), por lo que presentan una gran estabilidad y carencia de reactividad química. Excepto el Helio (que posee solamente 2e^-), los demás gases nobles tienen todos 8 electrones en su última capa, por lo que su configuración electrónica es: $\boldsymbol{ns^2\ np^6}$. Pertenecen al grupo 18.

— *Elementos representativos o principales*. Son aquellos que en su último nivel de energía completan los subniveles *s* (bloque *s*), o *p* (bloque *p*). Son los grupos 1, 2 y del 13 al 17 (según IUPAC), y en estos elementos el número de electrones de la última capa coincide siempre con el número del grupo, en números romanos, al que pertenece. La configuración electrónica de su capa de valencia es: $\boldsymbol{ns^x}$ (x = 1,2) ó $\boldsymbol{ns^2\ np^y}$ (y = 1,2….6):

$$ns^x\ np^y \begin{Bmatrix} n = 1, 2, 3, \ldots 7 \\ x = 1 \text{ y } 2 \\ y = 0 \text{ a } 6 \end{Bmatrix}$$

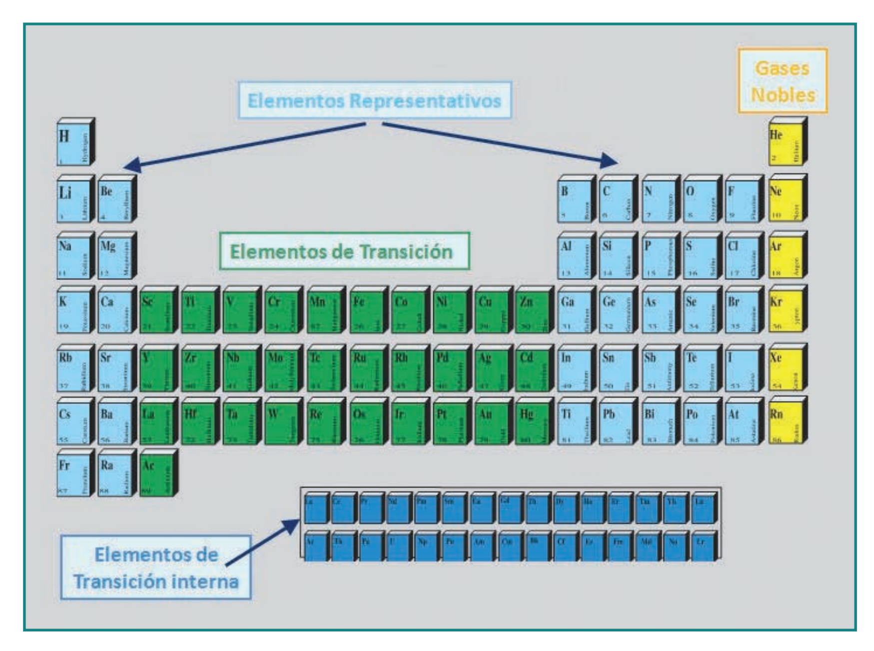


Figura 53. Clasificación del Sistema Periódico.

— *Elementos de transición* (metales de transición, bloque *d*)). Ocupan la parte central del Sistema Periódico, es decir, los grupos del 3 al 12 (según la IUPAC). Son aquellos que en su último nivel de energía completan los subniveles *d* (bloque *d*), del nivel energético (n – 1). La configuración electrónica de su capa de valencia es: $\boldsymbol{(n-1)d^x\ ns^y}$ (x = 1,2…..10, y = 1,2), donde $(n-1)d^x$ es la penúltima capa y ns^y es la última capa.

$$(n-1)d^x\ ns^y \begin{Bmatrix} n = 4,\ 5 \text{ y } 6 \\ x = 1 \text{ a } 10 \\ y = 1 \text{ a } 2 \end{Bmatrix}$$

— *Elementos de transición interna* (bloque *f*). Son aquellos que en su último nivel de energía completan los subniveles *f* (bloque *f*), del nivel energético (n – 2). Comprenden dos series de 14 elementos cada una de ellas: los lantánidos (período 6) y los actínidos (período 7), que se colocan al final de la tabla periódica. Tienen propiedades parecidas a los elementos del grupo IIIB (Grupo 3) y se suelen estudiar conjuntamente. El nombre deriva del elemento que inicia cada serie. En cada una de ellas el electrón diferenciador si sitúa en orbitales *f,* por lo que, dejando aparte algunas excepciones que se producen, en términos generales la configuración electrónica de su capa de valencia es: $\boldsymbol{(n-2)f^x\ (n-1)d^y\ ns^2}$ (x = 1, 2…..14, y = 0,1), donde $(n-2)f^x$ es la antepenúltima capa, $(n-1)d^y$ *es la penúltima capa y* ns^2 es la última capa.

$$(n-2)f^{x}\ (n-1)d^{y}\ ns^{2}\left\{\begin{matrix} n = 6,7 \\ x = 1 \text{ a } 14 \\ y = 0 \text{ a } 1 \end{matrix}\right\}$$

En la Tabla 8 se resumen los nombres de cada grupo del Sistema Periódico, así como sus configuraciones electrónicas externas (Figura 54).

Tabla 8. Bloques del Sistema Periódico: nombres y configuración externa

Bloque	Grupo	Nombres	Configuración Electrónica
s	1 (IA) 2 (IIA)	Metales Alcalinos Metales Alcalino-térreos	$n\ s^1$ $n\ s^2$
p	13 (IIIA) 14 (IVA) 15 (VA) 16 (VIA) 17 (VIIA) 18 (VIIIA)	Elementos Térreos Elementos Carbonoideos Elementos Nitrogenoideos Elementos Anfígenos Elementos Halógenos Gases nobles	$n\ s^2\ p^1$ $n\ s^2\ p^2$ $n\ s^2\ p^3$ $n\ s^2\ p^4$ $n\ s^2\ p^5$ $n\ s^2\ p^6$
d	3-12 (IB-VIIIB)	Elementos de transición	$n\ s^2(n-1)d^{1\text{-}10}$
f		Elementos de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n\ s^2\ (n-1)d^1(n-2)f^{1\text{-}14}$

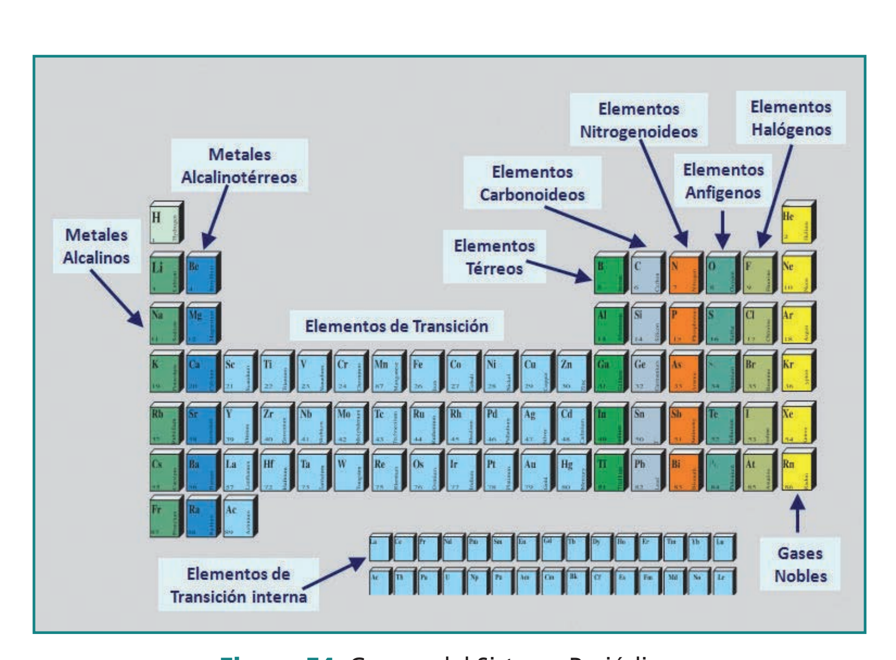


Figura 54. Grupos del Sistema Periódico.

En la Clasificación Periódica se observa que no siempre se cumple el orden de llenado de los orbitales, comentado en el apartado anterior, hay excepciones en algunos átomos debido a las pequeñas diferencias energéticas existentes entre los orbitales más externos, y al hecho de la mayor estabilidad que confiere el tener el último subnivel lleno o semiocupado.

Otra manera de clasificar el Sistema Periódico actual es el siguiente (Figura 55):

— *Metales*. Están situados en la zona central e izquierda de la Tabla Periódica. Tienen tendencia a perder electrones al combinarse con los no metales. Sus valencias serán positivas.

— *No metales*. Se sitúan en la parte derecha de la Tabla, excepto la última columna. Tienen tendencia a ganar electrones cuando se combinan con los metales. En general, sus valencias son negativas.

— *Semimetales o Metaloides*. Se encuentran situados en una franja diagonal que separa los metales de los no metales. Sus propiedades son intermedias entre ambos.

— *Gases nobles*. Grupo 18. En condiciones normales no se combinan con ningún otro elemento químico.

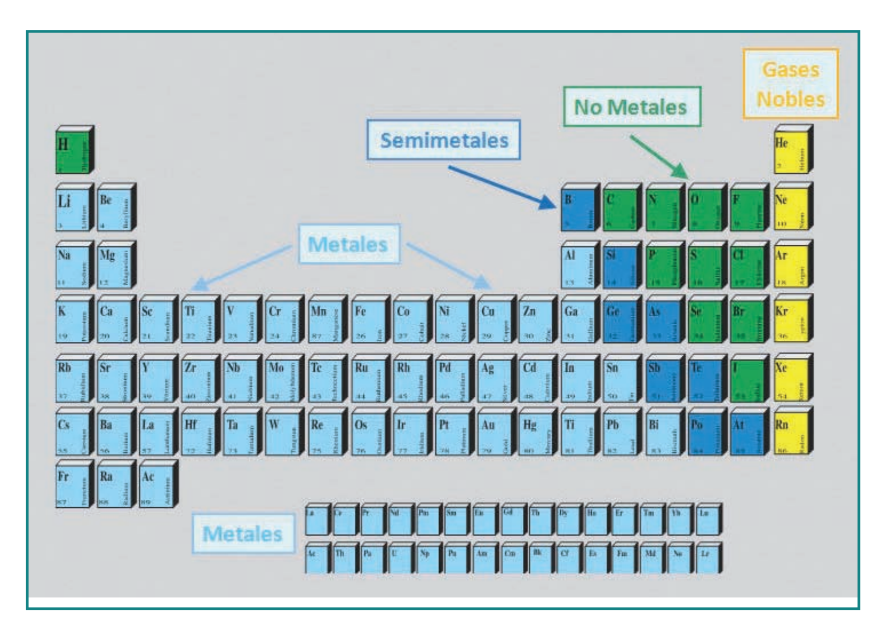


Figura 55. Clasificación de los elementos en metales, no metales, semimetales y gases nobles.

• Ubicación de un elemento en la tabla periódica. Reglas generales

Como acabamos de ver, prescindiendo de algunos casos particulares, el conocimiento de la configuración electrónica más externa de un átomo nos permite determinar el grupo y el período a quienes pertenece el elemento correspondiente.

Para poder localizar un elemento en la Tabla Periódica, existen unas reglas generales. Así, casi siempre, se cumple que las coordenadas de un elemento en la tabla se obtienen por su distribución electrónica → **el último nivel de energía (nivel externo) localiza el periodo y los electrones de valencia el grupo**.

Una regla, muy general pero sencilla, para localizar el **Grupo** es: «si el último subnivel es «*s*» o «*p*», entonces es del grupo A; si el último subnivel es «*d*», entonces es del grupo B; y si termina en el subnivel «*f*», es un elemento de transición interna.

Además, en casi todos los casos, se cumplen las siguientes normas:

— *Elementos representativos* están repartidos en ocho grupos, *Grupo A* (incluidos los gases nobles) y se caracterizan porque su distribución electrónica ter-

mina en *s*-*p* o *p*-*s*. El último nivel de energía (*n*) localiza el Período y el número del Grupo se obtiene al sumar los electrones que hay en los subniveles *s* ó *s* y *p* del último nivel (Figura 56).

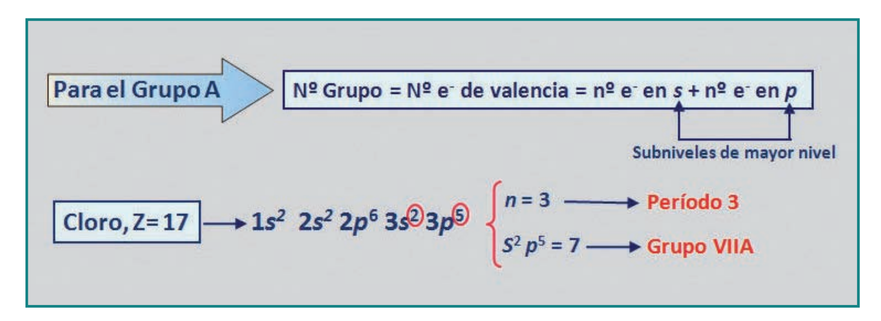


Figura 56. Localización Grupo A.

— *Los elementos de transición* están repartidos en 10 grupos (*Grupo B*) y son los elementos cuya distribución electrónica ordenada termina en *d*-*s.* El subnivel *d* pertenece al penúltimo nivel de energía y el subnivel *s* al último. El grupo está determinado por la suma de los electrones de los últimos subniveles *d* y *s*. Si la suma es 3, 4, 5, 6 o 7 el grupo es IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB respectivamente. Si la suma es 8, 9 o 10 el grupo es VIIIB primera, segunda o tercera columna respectivamente. Y si la suma es 11 o 12 el grupo es IB y IIB, respectivamente (Figura 57).

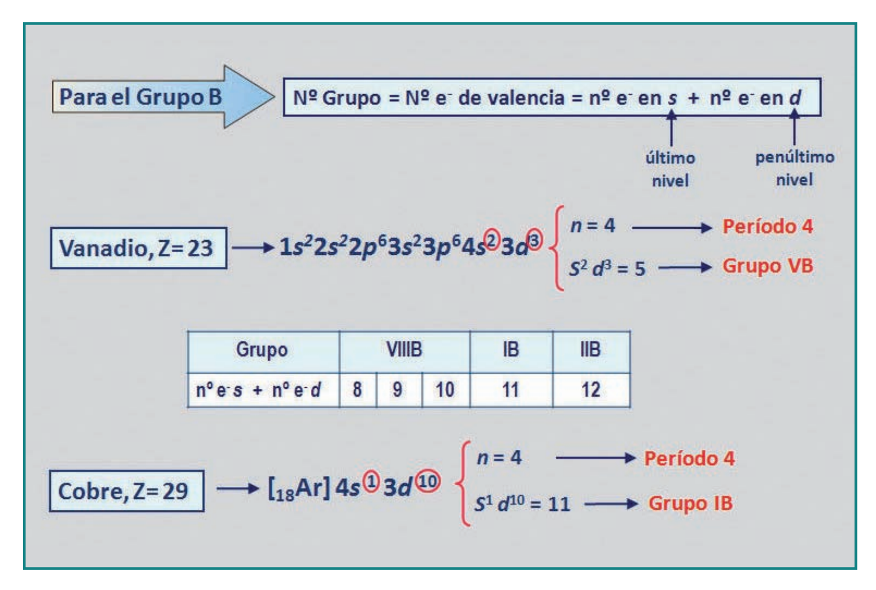


Figura 57. Localización Grupo B.

— *Elementos de Transición interna* (grupo IIIB o grupo 3). Pertenecen a los períodos 6 y 7, y al tener propiedades muy parecidas a los elementos del grupo IIIB (Grupo 3), se suelen estudiar conjuntamente. El periodo sólo depende del último nivel (nivel más externo), que puede ser 6 o 7, es decir lantánidos o actínidos, respectivamente. Así, por ejemplo, el Prometio, Pm (Z = 61), su configuración más externa es: $[_{54}Ar]\ 6s^2\ 4f^{15}$, $n = 6$, pertenece al período 6 (es un lantánido) de los elementos de transición interna, porque en su último nivel de energía completa el subnivel *f* (bloque *f*), del nivel energético (n – 2). Completan los orbitales *f* de la antepenúltima capa: 4*f* (lantánidos) y 5*f* (actínidos).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Localice la ubicación en la Tabla Periódica del elemento con número atómico $Z = 35$.

Solución

La distribución electrónica, teniendo en cuenta orden creciente de energía es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$$

Esta misma distribución, pero en forma ascendente es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$$

El último nivel de energía es el 4, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **cuarto periodo.**

Su distribución electrónica termina en *s-p,* luego pertenece al Grupo A (bloque *p*). El grupo se determina por la suma de $4s^2\ 4p^5 \rightarrow 2 + 5 = 7$, correspondiente al número de electrones ubicados en el último nivel, lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo VIIA.** Elemento Bromo, Br ($Z = 35$).

Ejercicio 2

Dados los elementos A, B y C, con las configuraciones electrónicas siguientes: A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^{5;}$ B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$, y C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8\ 4s^2$. Indicar el grupo y el periodo de cada uno de ellos.

Solución

Elemento **A:** $1s^2$ $\mathbf{2s^2\ 2p^5}$

La estructura de su última capa es $s^2p^5 \rightarrow$ Elementos representativos: $\boldsymbol{ns^2\ np^x}$ (x= 1,2….6). También podemos aplicar la regla de su distribución electrónica, como termina en *s-p,* pertenece al Grupo A (bloque *p*): 2 + 5 = 7, **grupo VIIA (o 17**). Por el número $n = 2$, nos indica que el **período el segundo o 2**

Elemento **B:**

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2}$ $\rightarrow$ La estructura de su última capa es s^2 por lo que es un elemento representativo: $\boldsymbol{ns^x}$ (x = 1,2) del bloque *s* (Grupo A). Pertenece al **Grupo 2 (IIA)** pues los electrones de valencia nos dan el grupo. Por el número n= 3 de $3s^2$, nos indica que el **Período** será el **tercero, 3**.

Elemento **C**:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $\mathbf{4s^2\ 3d^8}$ o $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $\mathbf{3d^8\ 4s^2}$ $\rightarrow$ Tiene en su última capa orbitales *d* incompletos por lo que pertenece al grupo de los elementos de transición (bloque *d*, Grupo B) y por tener en su última capa: 8 + 2 = 10, (si la suma es 8, 9 o 10 el grupo es VIIIB primera, segunda o tercera columna, respectivamente) por lo que será del **grupo VIIIB (10)**. El número $n = 4$ de $4s^2$ nos indica que su **período** será el **cuarto, 4**.

Ejercicio 3

Indique, razonadamente, la localización en la Tabla Periódica del elemento con número atómico, $Z = 47$.

Solución

La distribución electrónica, teniendo en cuenta orden creciente de energía es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^2\ 4d^9}$$

Esta misma distribución, pero en forma ascendente es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^9\ 5s^2$$

El último nivel de energía es el 5, por lo tanto el elemento debe estar localizado en el **quinto periodo**.

Su distribución electrónica termina en *s-d,* pertenece al Grupo B (Bloque *d*). El grupo se determina por la suma de $5s^2\ 4d^9$: 9 + 2 = 11, lo cual indica que el elemento se encuentra en el **grupo IB.** Elemento plata, Ag ($Z = 47$).

9. PROPIEDADES PERIÓDICAS: RADIO ATÓMICO, ENERGÍA DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA Y ELECTRONEGATIVIDAD

Como hemos indicado, gran parte de las propiedades físicas y químicas de los elementos varían periódicamente a lo largo de los grupos y períodos del Sistema Periódico. La razón de esta regularidad se debe al número atómico del elemento y a su configuración electrónica del último nivel.

A continuación vamos a ver las propiedades periódicas más importantes, que a su vez son las que mejor muestran esta periodicidad.

9.1. Radio atómico

El concepto de radio atómico no es fácil de definir, pues como hemos visto, el átomo no es un objeto esférico de límites definidos, sino que los contornos de las nubes electrónicas de los átomos son de naturaleza difusa, por lo que no están bien delimitados. Además, se trata de un sistema dinámico de partículas muy influenciado por los átomos que le rodean. Por ello, se considera el **radio atómico** como la mitad de la distancia entre dos núcleos de átomos idénticos unidos entre sí. Son, en realidad, valores medios de datos de diversas moléculas que contienen el átomo en estudio.

Por lo tanto, hay que tener en cuenta que el valor de esta magnitud física debe considerarse relativo, con la única finalidad de comparar entre sí átomos diferentes.

Su variación en el Sistema Periódico es el siguiente (Figura 58, página 370):

— En un grupo o familia los radios atómicos crecen al aumentar el número atómico, *Z*, o sea hacia abajo, ya que el número de niveles electrónicos crece en

ese mismo sentido, por lo que los electrones se sitúan en niveles cada vez más altos, más lejos del núcleo, y la carga eléctrica de los demás electrones, más internos, los repele produciendo un aumento del volumen.

— En un mismo período los radios atómicos disminuyen al aumentar el número atómico, *Z*, es decir, hacia la derecha, debido a que el electrón diferenciador que cada elemento tiene añadido respecto al anterior, no se sitúa más lejos del núcleo, sino en el mismo nivel energético o en uno inferior, por lo que al átomo no aumenta de tamaño, aunque se incremente el número de electrones. Además, como se ha visto, cada elemento también tiene, respecto al anterior, un protón más en su núcleo, por lo que la carga nuclear aumenta progresivamente atrayendo, cada vez más, a los electrones periféricos, lo que provoca una contracción a lo largo del período y disminuye la distancia entre ellos. En los períodos largos la variación es más irregular.

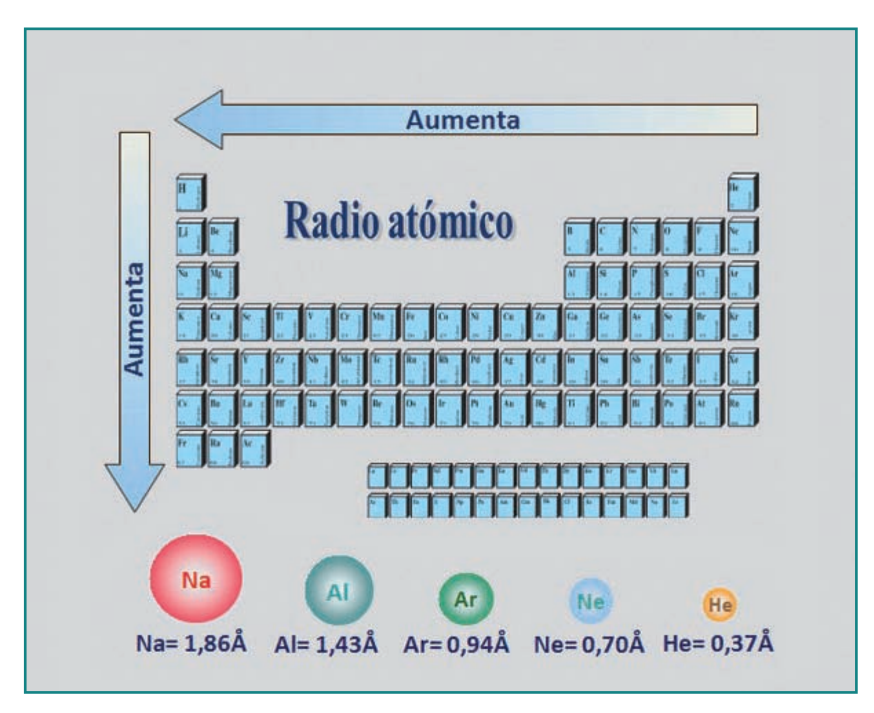


Figura 58. Variación del radio atómico en el Sistema Periódico.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Justificar qué especie de cada una de las parejas (átomos ó iones) siguientes tiene mayor radio atómico: *a)* (Fe, Kr); *b)* (Fe, K); *c)* (Fe, C); *d)* (Fe, Fe^{3+}).

Solución

Para poder contestar a este ejercicio se debe mirar el Sistema Periódico de los elementos, y tener en cuenta que en un grupo o familia los radios atómicos crecen al aumentar el número atómico, *Z*, o sea hacia abajo, mientras que en un mismo período los radios atómicos disminuyen al aumentar el número atómico, *Z*, es decir, hacia la derecha.

De acuerdo con esto podemos decir que:

a) Fe y Kr están en el mismo período, pero tiene mayor número atómico el Criptón, por lo que el hierro tendrá mayor tamaño que el Criptón: **Fe > Kr.**

b) Como en el caso anterior los dos están en el mismo período, pero en este caso es el hierro el que tiene mayor número atómico, luego: **K > Fe.**

c) El C está en el período 2 y el Fe en el 4, por lo que el que tenga menor número de capas tendrá menor tamaño, entonces: **Fe > C.**

d) Los iones positivos son siempre más pequeños que los átomo neutros, debido a que cuando se forman, el átomo pierde electrones de la capa más externa y los electrones que quedan son atraídos con más fuerza por la carga positiva del núcleo, luego: **Fe > Fe^{3+}.**

Ejercicio 2

Dados los elementos bromo (Z = 35), yodo (Z = 53), rubidio (Z = 37) y cesio (Z = 55), indicar su configuración electrónica y ordénar de forma creciente según su radio atómico.

Solución

a) Las configuraciones, teniendo en cuenta el orden creciente de energía, serán:

Br: Z = 35 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^5$

I: Z = 53 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ d^{10}\ 5s^2\ p^5$

Rb: Z = 37 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ 5s^1$

Cs: Z = 55 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ d^{10}\ 5s^2\ p^6\ 6s^1$

b) En un grupo o familia, los radios atómicos crecen al aumentar el número atómico, *Z*, o sea hacia abajo, mientras que en un mismo período los radios atómicos disminuyen al aumentar el número atómico, *Z*, es decir, hacia la derecha. Luego el orden creciente del radio atómico, será: **Br < I < Rb < Cs.**

9.2. Energía de ionización

Si se le suministra energía a un átomo sus electrones pueden promocionarse a niveles más altos, e incluso, si la cantidad de energía es suficiente, pueden llegar a desligarse por completo de la atracción del núcleo, con lo que el átomo se convierte en un ion positivo (catión).

Una de las propiedades periódicas más importantes, que está íntimamente relacionada con el comportamiento químico de los elementos, es la **energía de ioni-**

zación que se define como la energía mínima necesaria para arrancar o extraer un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso y en su estado fundamental.

Se denomina E_i = energía ionización y se suele expresar en kJ/mol o kcal/mol. A menudo también se le denomina **potencial de ionización**, que es la diferencia de potencial eléctrico a la que habría que someter a un átomo para arrancarle un electrón.

Como al suministrar suficiente energía a un átomo neutro, se consigue arrancarle un electrón y obtener el correspondiente ion positivo o catión, esta energía se puede interpretar también como la energía con que un átomo retiene al electrón.

$$\text{Átomo} + E_i \longrightarrow \text{ión}^+ + e^-$$

Se dan tendencias claras según se trate de elementos de un período o de un grupo (Figura 59):

— En un grupo o familia, la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico, *Z* (hacia abajo), puesto que los electrones periféricos, al estar más alejados del núcleo (el radio atómico es cada vez mayor) sienten más débilmente su atracción.

— En un período, la energía de ionización aumenta desde el primer elemento hasta el último, es decir, aumenta con *Z* (hacia la derecha), debido a que se incrementa la atracción nuclear sobre el electrón más externo, ya que disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre él.

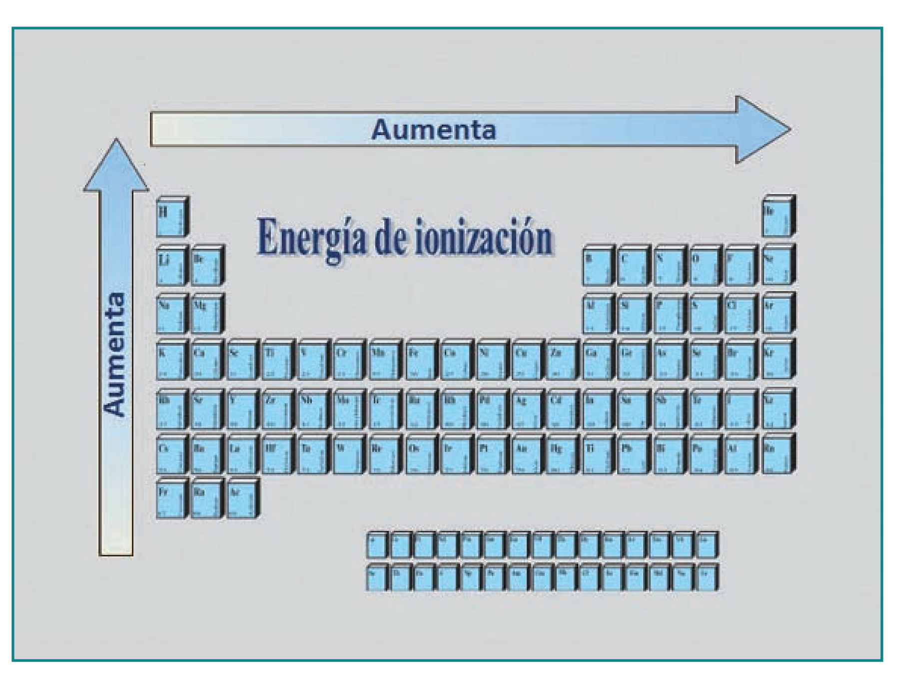


Figura 59. Variación de la energía de ionización en el Sistema Periódico.

De todo ello, se deduce que cuanto menor sea la energía de ionización de un elemento, mayor tendencia tendrá a formar su ion positivo, por lo que será más *electropositivo.*

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué elemento, de cada uno de los siguientes pares, tendrá previsiblemente una mayor energía de ionización? *a)* Li, Na; *b)* Na, Mg; *c)* N, F; *d)* O, S. Razone su respuesta.

Solución

a) Li y Na → Puesto que el **Li** precede al Na dentro de su grupo, tendrá mayor energía de ionización.

b) Na y Mg → El **Mg**, ya que éste sigue al Na en el período 3.

c) N y F → El **F**, debido a que es posterior al N en el segundo período.

d) O y S. → El **O**, por ser ambos del mismo grupo y ser el oxígeno de un período anterior.

Ejercicio 2

Los átomos neutros, A, B, C tienen la configuración electrónica: A → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^2$; B → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^5$; C → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^2$. *a)* Indique el grupo y período en el que se encuentran. *b)* ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

Solución

a) Al observar las configuraciones vemos que la capa más externa es *s p* ó *p* s, por lo que se trata de elementos representativos. Para saber el grupo y período a los que pertenecen aplicamos las reglas generales:

A (Z = 14) → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ \mathbf{3s^2\ p^2}$: período 3 ($n$ = 3) y grupo 4 (IVA) (cuatro electrones en la última capa).

B (Z = 17) → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ \mathbf{3s^2\ p^5}$: período 3 ($n$ = 3) y grupo 7 (VIIA) (siete electrones en la última capa).

C (Z = 20) → $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ \mathbf{4s^2}$: período 4 ($n$ = 4) y grupo 2 (IIA) (dos electrones en la última capa).

b) La energía de ionización se define como la energía necesaria para arrancar el electrón más externo, y en un grupo o familia disminuye al aumentar el número atómico, *Z* (hacia abajo), mientras que en un período aumenta desde el primer elemento hasta el último, es decir, aumenta con *Z* (hacia la derecha).

Vemos que los elementos **A** y **B** tienen menor número de capas electrónicas (n = 3 período 3º) y de ellos dos, el de mayor número atómico es **B** por lo que necesitará mayor energía para desprenderse del electrón más externo (mayor energía de ionización). Por consiguiente, el de mayor energía será **B** y el de menor energía de ionización será **C**, que tiene mayor número de capas electrónicas (n = 4, periodo 4º) y los electrones estarán menos atraídos.

Ejercicio 3

Dados los siguientes elementos: B (Z = 5), Ni (Z = 28), Br (Z = 35), Sr (Z = 38) y As (Z = 33): *a)* escribir su configuración electrónica en estado fundamental; *b)* ordenarlos en sentido decreciente de energía de ionización.

Solución

a) Recordando el orden creciente de energía de los orbitales, las configuraciones electrónicas de los elementos dados en estado fundamental son:

B: Z = 5 $\rightarrow$ $1s^2\ \mathbf{2s^2\ p^1}$

Ni: Z = 28 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ \mathbf{d^8\ 4s^2}$

Br: Z = 35 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ \mathbf{4s^2\ p^5}$

Sr: Z = 38 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ \mathbf{5s^2}$

As: Z = 33 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ \mathbf{4s^2\ p^3}$

b) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un elemento. Dentro de un mismo período aumenta hacia la derecha, hay mayor número atómico, y por tanto mayor atracción; y dentro de un grupo hacia arriba, porque hay menos capas, con lo que está más cerca del núcleo y por tanto mayor atracción.

Por lo tanto, el orden creciente de energía de ionización es: **Br > As > B > Ni >** Sr.

9.3. Afinidad electrónica

Otra propiedad análoga, pero en cierto modo inversa a la energía de ionización, es la afinidad electrónica, pues también un átomo puede aceptar un electrón y transformarse en un ion negativo o anion, con el consiguiente intercambio de energía.

La **afinidad electrónica** es la energía desprendida cuando un átomo neutro en estado gaseoso, acepta o capta un electrón para formar un ion negativo. Se denomina E_{af} y sus unidades son el kJ/mol o kcal/mol.

Igual que en el caso de la energía de ionización, se deduce que cuanto mayor es la afinidad electrónica de un elemento, mayor es su tendencia a formar iones negativos.

$$\text{Átomo} + e^- \longrightarrow \text{ión}^- + E_{af}$$

Esta tendencia la manifiestan especialmente los átomos con el nivel externo casi completo (no metales). A veces la afinidad electrónica es negativa, lo que significa que se precisa energía para que se forme el ion. La afinidad electrónica de cualquier anión es positiva, es decir, los aniones no presentan tendencia a aceptar un electrón, sino que les resulta energéticamente desfavorable.

En términos generales, pues se observan numerosas excepciones, la tendencia de la afinidad electrónica en el Sistema Periódico es la siguiente (Figura 60):

— En un período, por regla general, aumenta hacia la derecha, al avanzar en ese período, debido a que como la energía de ionización se incrementa, aumenta la dificultad de los elementos a perder un electrón y, por tanto, la tendencia a ganarlo.

— En una familia o grupo aumenta al disminuir el radio atómico (hacia arriba), ya que así el núcleo manifiesta con más poder su fuerza atractiva. Disminuye a medida que aumenta el número atómico, al bajar en un grupo.

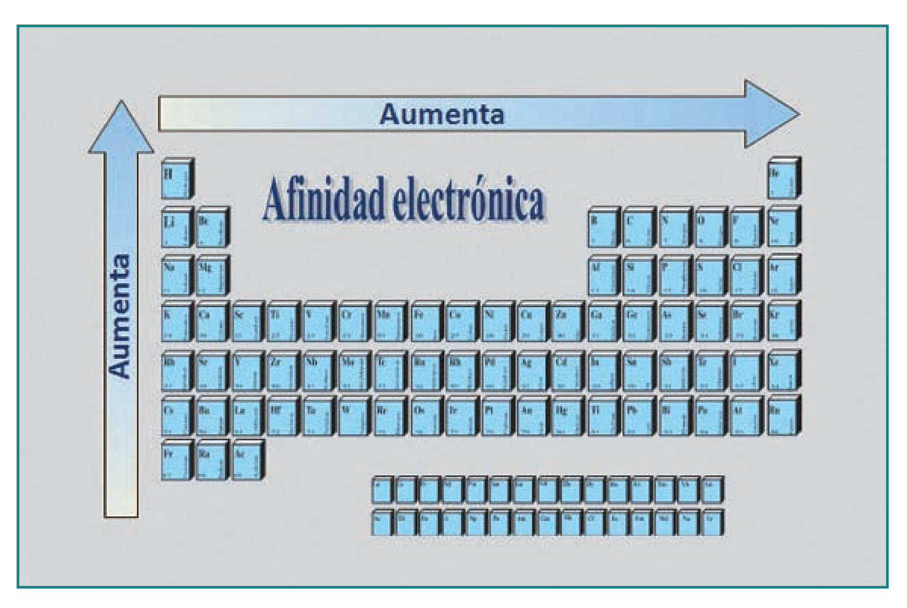


Figura 60. Variación de la afinidad electrónica en el Sistema Periódico.

Como la afinidad electrónica es una propiedad, en cierto modo, inversa a la energía de ionización, la tendencia y la variación de la afinidad electrónica al recorrer la Tabla periódica coinciden con las de ésta última. Esto se entiende fácilmente, pues los elementos que pierden fácilmente un electrón presentan poca tendencia a captarlos, y viceversa, aquellos elementos a los que les resulta muy difícil arrancar un electrón muestran mucha avidez por ellos.

Esta propiedad influye decisivamente no sólo en el comportamiento químico de un elemento, sino también en el tipo de enlace que va a formar con otro elemento.

Tanto en las energías de ionización como en las afinidades electrónicas, existen sucesivas energías o afinidades, primera, segunda, etc., según se refieran, por ejemplo en este último caso, a la adición de un electrón a un átomo neutro, de un segundo electrón a un ion negativo etc.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Tres elementos tienen los siguientes números atómicos: A = 19, B = 35 y C = 54, respectivamente. Indicar: *a)* sus estructuras electrónicas; *b)* grupo y período al que pertenecen; *c)* ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?; *d)* cuál tiene menor potencial o energía de ionización.

Solución

— A: $Z = 19 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1} \rightarrow$ **Período 4** ($4s^1$), **Grupo 1 (IA)** (s^1).

— B: $Z = 35 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\mathbf{4s^2 4p^5} \rightarrow$ **Período 4** ($4s^2 4p^5$), **Grupo VIIA (17)** ($4s^2\ 4p^5$, 2+5=7, elemento representativo).

— C: $Z = 54 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}4s^2 4p^6 4d^{10}\mathbf{5s^2 5p^6} \rightarrow$ **Período 5** ($5s^2 5p^6$) **Grupo 18** ($\mathbf{5s^2 5p^6}$, última capa completa, gas noble).

El de **mayor afinidad electrónica** es el elemento **B,** $Z = 35$, $4s^2 4p^5$, necesita 1 electrón para adquirir la estructura más estable (última capa completa, gas noble) (aumenta hacia arriba y hacia la derecha). Tiene pequeño volumen atómico y elevada carga nuclear.

El elemento **A**: $Z = 19$ es el de **menor energía de ionización**, tiene 1 solo electrón en el último nivel, $4s^1$, y está poco atraído por el núcleo por su elevado volumen atómico.

Ejercicio 2

Tres elementos tienen los siguientes números cuánticos: A (Z) = 38, B (Z) = 33 y C (Z) = 36. Indicar, razonadamente: *a)* sus estructuras electrónicas, indicando su posición en el Sistema Periódico; *b)* ¿cuáles serán sus valencias?; *c)* cuál de ellos tiene mayor afinidad electrónica y cuál es el orden creciente de las energías de ionización?

Solución

a) — A (Z) = 38 $\rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ \mathbf{5s^2}$
El último nivel de energía es el quinto, luego pertenece a **5.º período y grupo IIA (2).**

— B (Z) = 33 $\rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ \mathbf{4s^2\ 4p^3}$
El último nivel de energía es el cuarto, luego pertenece a **4.º período y grupo VA (15)** ($\mathbf{ns^2np^3}$).

— C (Z) = 36 $\rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ \mathbf{4s^2\ 4p^6}$
El último nivel de energía es el cuarto, luego pertenece a **4.º período, y grupo 18** (gas noble).

b) Valencia o electrovalencia de cada elemento:

— A $\rightarrow$ **+2** (tendencia a ceder electrones).

— B $\rightarrow$ **-3** (tendencia a capturar electrones).

— C $\rightarrow$ Es un gas noble, por lo que no tiene valencia química: **0**.

c) El elemento con mayor tendencia a capturar electrones es el **B**, por lo que este es el que tendrá un mayor valor de afinidad electrónica.

La energía de ionización crecerá según:

$$\mathbf{A < B < C}$$

Teniendo en cuenta que la energía de ionización crece hacia arriba en cada grupo y hacia la derecha en cada período.

9.4. Electronegatividad

Hemos visto que la energía de ionización mide la tendencia de un átomo a ceder electrones y la afinidad electrónica la tendencia del átomo a aceptarlos. Estas dos tendencias contrapuestas pueden combinarse en una sola magnitud que es la denominada electronegatividad.

La **electronegatividad** es una medida de la atracción que un átomo ejerce sobre el par de electrones mediante los cuales está enlazado con otro átomo, es decir, de atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos en el enlace.

Esta magnitud nos permite prever el comportamiento de los elementos, el tipo de enlace que forman y las propiedades de dicho enlace.

Esta propiedad está muy relacionada con la facilidad de los átomos para perder o ganar electrones, es decir, con las propiedades anteriormente comentadas, energía de ionización y afinidad electrónica. Por ello, la variación periódica de la electronegatividad es reflejo de las variaciones de la energía de ionización y de la afinidad electrónica. Así, elementos con altos valores de energía de ionización y afinidades electrónicas tendrán valores elevados de electronegatividad, por lo que su variación en el Sistema Periódico, es análoga (Figura 61):

— Dentro de un grupo o familia la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico, por lo que aumenta hacia arriba.

— En un periodo aumenta de izquierda a derecha, hasta ser máxima en los elementos finales (exceptuando los gases nobles), por lo que se incrementa al aumentar el número atómico. Los gases nobles carecen de valor de electronegatividad, lo que es lógico, si tenemos en cuenta que estos elementos se caracterizan por su mínima tendencia a formar enlaces con los demás elementos.

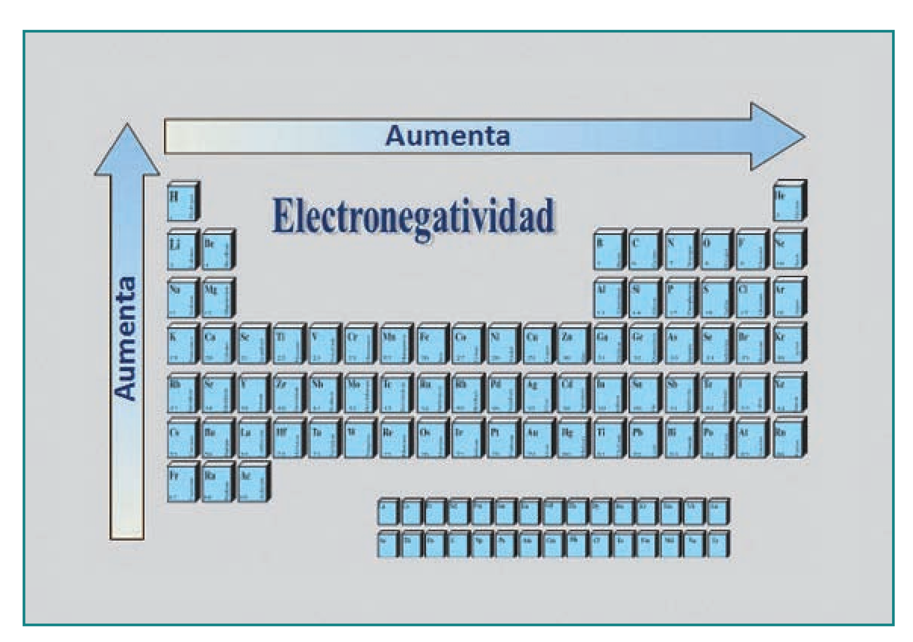


Figura 61. Variación de la electronegatividad en el Sistema Periódico.

La electronegatividad de un elemento es una magnitud relativa, pues varía según el átomo con el que se encuentre enlazado.

Por otro lado, la electronegatividad sirve para reflejar el mayor o menor carácter metálico de los elementos, es decir, que sirve para clasificar a los elementos en metales y no metales. Así, elementos con alta electronegatividad serán **no metales** (elementos electronegativos, sus átomos atraen fuertemente a los electrones externos, poseen valores elevados de energía de ionización y afinidad electrónica, por lo que forman fácilmente iones negativos) y, por el contrario, aquellos con baja electronegatividad, serán **metales** (elementos electropositivos, la fuerza de atracción que ejercen sus átomos sobre los electrones externos es pequeña, lo que conlleva valores bajos de energía de ionización y afinidad electrónica, por lo que tienen tendencia a formar iones positivos). Es decir, que el **carácter metálico** variará en el Sistema Periódico de forma inversa a como lo hace la electronegatividad (Figura 62).

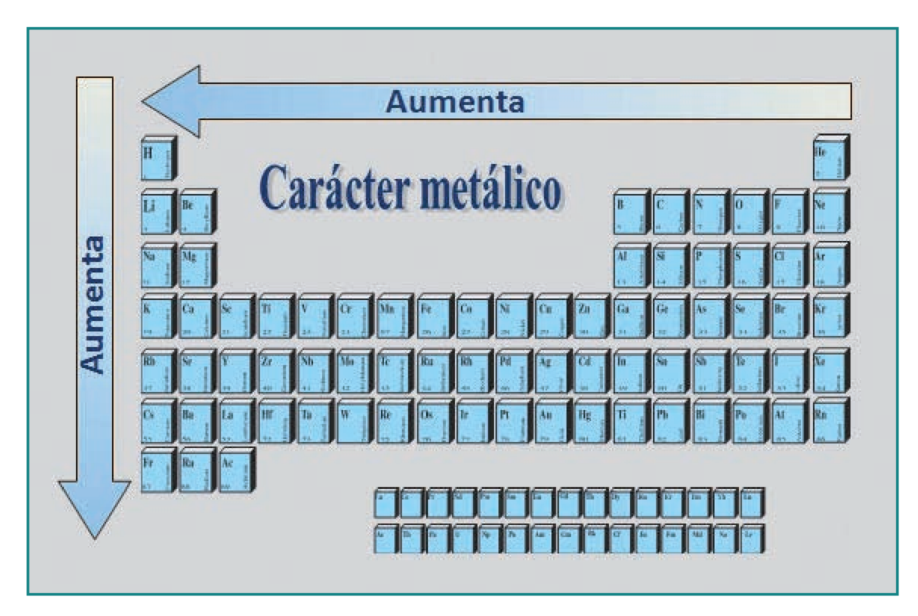


Figura 62. Variación del carácter metálico en el Sistema Periódico.

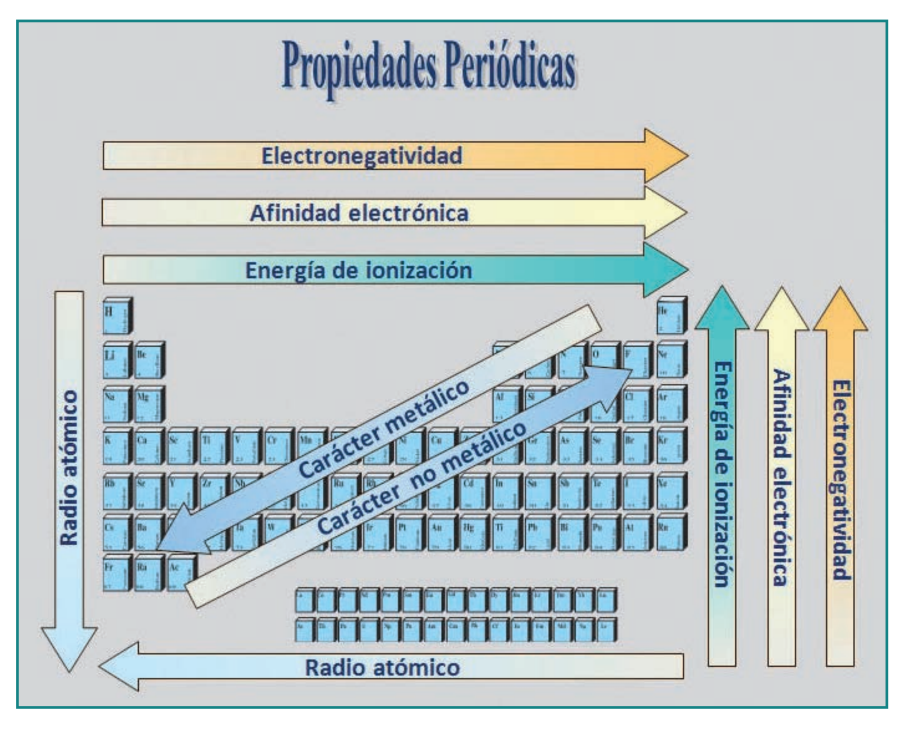


Figura 63. Variación de las propiedades periódicas en el Sistema Periódico.

En la Figura 63 se muestra la variación en el Sistema periódico de todas las propiedades periódicas comentadas anteriormente.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na, ordénelos de forma creciente en función de: *a)* sus radios atómicos; *b)* energía de ionización; *c)* electronegatividad.

Solución

Para resolver este ejercicio, es necesario conocer dónde están situados los elementos químicos dados.

Flúor → 2.º período, grupo 17.

Fósforo → 3.º período, grupo 15.

Cloro → 3.º período, grupo 17.

Sodio → 3.º período, grupo 1.

a) Radio atómico. Dentro del Sistema Periódico el radio atómico aumenta hacia la izquierda, dentro de un mismo período, y hacia abajo dentro de un mismo grupo. Por tanto el orden es:

F < Cl < P < Na

b) Energía de ionización. La energía ionización aumenta hacia la derecha dentro de un mismo período y hacia arriba en un mismo grupo. El orden pedido es:

Na < P < Cl < F

c) La electronegatividad varía de la misma forma que la energía de ionización, por lo tanto el orden es el mismo indicado en el apartado b).

Ejercicio 2

Ordenar, razonadamente, los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si, de menor a mayor: *a)* radio atómico; *b)* electronegatividad; *c)* energía de ionización.

Solución

Para resolver este ejercicio debemos consultar el Sistema Periódico.

a) Radio atómico → **F < N < Si < Fe < Cs.**

Los átomos de menor tamaño son los del periodo 2 (F y N), siendo el F menor por tener una mayor carga nuclear efectiva sobre los electrones de valencia, por un menor apantallamiento, al tener más e^- en la última capa. El Si es del periodo 3 y es, por tanto, mayor al tener más capas electrónicas. Lo mismo le sucede al Fe del periodo 4 y en mucha mayor medida al Cs del periodo 6.

b) Electronegatividad → **Cs < Fe < Si < N < F.**

La electronegatividad crece hacia arriba en la tabla y según se desplaza hacia la derecha dentro de un mismo periodo. Así mientras el Cs es uno de los elementos menos electronegativos, el F es el elemento más electronegativo.

c) Energía de ionización $\rightarrow$ **Cs < Fe < Si < N < F.**

Sigue el mismo orden que la electronegatividad, puesto que en los metales es más sencillo extraer un electrón y más cuanto más alejado se encuentre del núcleo, mientras que los no metales tienen altas energía de ionización y mayores cuanto más a la derecha y más hacia arriba se encuentren en la Tabla Periódica.

Ejercicio 3

Dados los elementos Br, C, Cu y Li, ordénalos de forma creciente según: *a)* su radio atómico; *b)* su energía de ionización y *c)* su electronegatividad.

Solución

Consultando la Clasificación periódica de los elementos tenemos que:

a) Radio atómico: **C < Br < Cu < Li.**

b) Energía ionización: **Li < Cu < C < Br.**

c) Electronegatividad: **Li < Cu < C < Br.**

Ejercicio 4

Dados tres elementos del sistema periódico A, B y C, de números atómicos 6, 11 y 17 respectivamente.

a) Escribir sus configuraciones electrónicas.
b) Indicar razonadamente los elementos metálicos y no metálicos.

Solución

a) Las configuraciones son las siguientes:

A: Z = 6 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^2$
B: Z = 11 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^1$
C: Z = 17 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^5$

b) Teniendo en cuenta su configuración electrónica de la capa de valencia, podemos deducir que: el elemento **B** (Z = 11), corresponde a un metal alcalino, ya que sólo tiene un electrón de valencia, en un orbital tipo *s* ($3s^1$). El elemento **C**, Z = 17, tiene 7 electrones de valencia ($3s^2\ p^5$), por lo que pertenece al grupo de los halógenos, se trata pues, de un no metal típico (todos los halógenos tienen un acusado carácter no metálico). Y, por último, el elemento **A**, de número atómico 6, que tiene 4 electrones de valencia y pertenece al 2.º período (pues su última capa es la 2.ª), es el carbono, el cual posee carácter no metálico.

En este tema tienes que recordar

- **Átomo.** Es la unidad de materia más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades, y que no es posible dividir mediante procesos químicos. Está compuesto por una parte central, núcleo atómico, formado por protones, con carga positiva, y neutrones, eléctricamente neutros, en el que se concentra casi toda su masa, rodeado de una nube de electrones orbitales, cuyo número varía según el elemento químico. La carga eléctrica total del átomo será neutra.
- **Afinidad electrónica.** Es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro, A, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, recibe o capta un electrón y se transforma en su ion negativo, A^-, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental. Su valor nos informa de la tendencia a formar el anión.
- **Bloques en el Sistema Periódico de los elementos.** En el sistema periódico se pueden distinguir cuatro bloques, denominados *s*, p, *d* y *f*, que corresponden al llenado de los orbitales correspondientes. El bloque *s* está constituido por los grupos 1 y 2. El bloque *p* lo forman los grupos 13 al 18. El bloque *d* está compuesto por los elementos de los grupos 3 al 12 y el bloque *f* está formado por los lantánidos y los actínidos.
- **Capa de valencia.** Es la representación del último nivel de energía (capa electrónica más externa) de la configuración electrónica de un átomo.
- **Configuración electrónica.** Es una descripción de la ubicación de los electrones en los distintos orbitales de un determinado átomo. Es la manera ordenada de repartir los electrones en los niveles y subniveles de energía mediante unas reglas establecidas que derivan de cálculos teóricos.
- **Cuanto.** Un cuanto es un pequeño paquete de energía.
- **Electrón.** Es la partícula subatómica fundamental del átomo de carga eléctrica negativa, que se encuentra situado en la parte externa del núcleo del mismo. Su carga relativa es $1{,}6.10^{-19}$ C y su masa relativa es del orden de $9{,}1.10^{-31}$ kg.
- **Electrón diferenciador.** Es el último electrón que se va agregando al construir la tabla periódica siguiendo el orden de Aufbau, y es el responsable de la diferencia entre las propiedades de elementos correlativos en un período.
- **Electronegatividad.** Es la capacidad o tendencia relativa de un átomo de un elemento para atraer electrones de otros átomos con los que está enlazado en la molécula de la que forma parte. En general, en los períodos ésta se incrementa al aumentar el número atómico, mientras que en los grupos, aumenta al disminuir el número atómico.
- **Energía de ionización.** Es la mínima energía necesaria para que átomo neutro de un elemento, A, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel más externo y se convierte en un ion positivo, A^+, también en estado de gas y en su estado electrónico fundamental. Al aumentar el número atómico en un período, aumenta la energía de ionización, mientras que un grupo disminuye.
- **Espín de un electrón.** Es un concepto utilizado para explicar las propiedades magnéticas de los electrones.

- **Estado fundamental.** Es el estado de un átomo en el que todos los electrones se encuentran ocupando los niveles de más baja energía posible.
- **Estado excitado.** Es el estado en el que un átomo tiene uno o varios de sus electrones en niveles que no corresponden a los de mínima energía posible.
- **Grupo del Sistema Periódico.** Las columnas verticales de la tabla periódica reciben el nombre de grupos. Existen dieciocho grupos, numerados desde el número 1 al 18. Los elementos situados en dos filas fuera de la tabla pertenecen al grupo 3. En un grupo, las propiedades químicas son muy similares, porque todos los elementos del mismo tienen igual número de electrones en su última o últimas capas.
- **Isótopos.** Átomos de un mismo elemento que poseen un número de protones (Z) idéntico en el núcleo, pero cuyo número de neutrones *(N)* es diferente, por lo que tienen las mismas propiedades químicas pero masas diferentes.
- **Ley Periódica.** Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, tiene lugar una repetición periódica de ciertas propiedades físicas o químicas de aquellos.
- **Número atómico, *Z*.** Indica el número de protones que contiene el núcleo de un átomo, determina el elemento de que se trata, y coincide con el número de orden de éste en la Clasificación Periódica. Este número es igual al de electrones que rodean al núcleo en el átomo neutro.
- **Números cuánticos.** Son parámetros que describen el estado energético de un electrón y las características de un orbital. Los tres primeros, n, l y m_l, caracterizan el nivel energético u orbital que ocupa el electrón, y éstos junto con el número magnético m_s caracterizan al electrón en dicho nivel. Son cuatro y su significado es el siguiente: i) **número cuántico principal**, n: nos indica el volumen del orbital y puede tomar los valores de números enteros desde el 1 al infinito (1, 2, 3, 4…); ii) **número cuántico secundario o acimutal**, l: determina la forma del orbital y su valor va desde 0 hasta (n – 1); iii) **número cuántico magnético,** m_l: nos indica la orientación del orbital en el espacio y sus valores son números enteros desde –l…-1, 0, +1……..+l; iv) **número cuántico de espín,** m_s: nos indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo y puede tomar los valores de -1/2 y +1/2.
- **Número másico, *A*.** Indica el número de neutrones y protones que componen el núcleo de un átomo y determina el isótopo del elemento.
- **Neutrón.** Es una partícula fundamental del átomo existente en todos los núcleos atómicos, a excepción del átomo de hidrógeno más simple: $^{1}{}_{1}H$. Su masa es prácticamente igual a la del protón, pero no tiene carga eléctrica. Los neutrones, junto con los protones, integran los núcleos atómicos y reciben conjuntamente el nombre de nucleones
- **Orbital atómico.** Es una función que describe la distribución de un electrón en un átomo o molécula. Puede considerarse como la zona o región del espacio en donde existe, al menos, un 90% de probabilidad de encontrar al electrón. Existen diferentes tipos de orbitales: *s*, *p*, *d*, *f*, etc. En cada nivel caben como máximo $2n^2$ electrones. La energía de un orbital es mayor al ser mayor la suma de sus números cuánticos (n y l), y a igualdad de este valor, tendrá mayor energía aquel con mayor número cuántico principal, n.
- **Peso atómico promedio.** Es un número asignado a cada elemento químico para especificar la media ponderada de las masas atómicas de todos los átomos del

mismo encontrados en una muestra particular, ponderados por su abundancia isotópica. Puesto que un elemento puede tener dos o más isótopos cuyas masas difieren, el peso atómico de tal elemento dependerá de las proporciones relativas de sus isótopos.

- **Período del Sistema Periódico.** Los elementos se distribuyen en la Tabla Periódica en siete filas horizontales llamadas periodos. Los elementos que se ubican en un determinado período se hallan completando un determinado nivel electrónico. El número de niveles energéticos que tiene un átomo determina el periodo al que pertenece.
- **Protón.** Es una partícula fundamental del átomo con carga eléctrica positiva. Su carga absoluta es la misma que la del electrón pero de signo contrario (+1) y su masa relativa es $1{,}6.10^{-27}$ kg.
- **Principio de exclusión de Pauli.** Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales, por lo que cada orbital sólo puede contener dos electrones con espines opuestos.
- **Radio atómico.** Representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (capa más externa). El valor que se le asigna es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales enlazados entre sí. Cuando los átomos enlazados no son iguales, el radio atómico varía dependiendo del tipo de enlace, por lo que el valor de esta magnitud física debe considerarse relativo. Dentro del Sistema Periódico, el radio atómico disminuye al aumentar al número atómico, mientras que en un grupo, al aumentarlo se incrementa también el radio atómico.
- **Regla de la construcción.** Principio de mínima energía o Aufbau: la configuración electrónica fundamental se obtiene colocando los electrones uno a uno en los orbitales disponibles del átomo, en orden creciente de su energía.
- **Regla de máxima multiplicidad de Hund.** En la configuración electrónica correspondiente al estado de mínima energía del átomo (estado fundamental), cuando varios electrones ocupan orbitales de la misma energía (igual valor de n y de l), lo harán en orbitales diferentes y con espines paralelos, es decir, se situarán lo más desapareados o separados como les sea posible.
- **Sistema cuantizado.** Un sistema está cuantizado cuando sólo puede tener ciertos valores concretos de su energía. Así, las energías de los electrones en los átomos están cuantizadas.
- **Sistema Periódico de los elementos.** Es una tabla que clasifica, organiza y distribuye los distintos elementos químicos, conforme a sus propiedades y características; su función principal es establecer un orden específico agrupando elementos. El Sistema Periódico actual se basa en la siguiente *ley periódica* que dice que si los elementos se colocan según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de algunas de sus propiedades.
- **Valencia de un elemento.** La valencia de un elemento es el número de electrones que necesita o que le sobran para tener completo su último nivel de energía. Los **electrones de valencia** son los electrones que se encuentran en los últimos niveles de energía del átomo.

Desarrollo de competencias

1 Un átomo contiene 12 electrones, 12 protones y 14 neutrones. Indicar su número másico y su número atómico?

Solución

a) El número másico, A, de un átomo es:

$$A = Z + N$$

Sustituyendo los datos del enunciado:

$$A = 12 + 14 = 26$$

$$A = 26$$

b) El número atómico Z, de un átomo:

Z = número de protones = número de electrones

$$Z = 12$$

2 Calcular el número atómico y el número másico de los átomos siguientes: ${}^{7}_{3}Li$; ${}^{75}_{33}As$; ${}^{10}_{5}B$.

Solución

Número atómico = **Z** = n.° protones = n.° electrones

Número másico = ***A*** = n.° protones + n.° neutrones

a) ${}^{7}_{3}Li$: Z = 3; A = 7 → Protones = 3; neutrones = 4; electrones = 3.

b) ${}^{75}_{33}As$: Z = 33; A = 75 → Protones = 33; neutrones = 42; electrones = 33.

c) ${}^{10}_{5}B$: Z = 5; A = 10 → Protones = 5; neutrones = 5; electrones = 5.

3 Señalar las afirmaciones correctas.

a) En valor absoluto, la carga de un electrón y de un protón son iguales.

b) La carga de un protón y de un neutrón son iguales en valor absoluto.

c) El protón tiene carga negativa.

d) La masa de un neutrón y de un protón son muy diferentes.

e) La masa de un electrón es muy superior a la de un neutrón.

Solución

La única respuesta correcta es la (a), porque los átomos, en principio son neutros, por lo tanto, en valor absoluto, la carga de un electrón y de un protón son iguales.

4 El átomo de silicio tiene un número atómico de 14. Indique el número de protones y electrones.

Solución

Tiene 14 protones y 14 electrones, porque el número atómico Z, indica el número de protones, que es igual al número de electrones en un átomo neutro.

5 Razonar si son correctas o no las afirmaciones siguientes:

a) Toda la carga negativa de un átomo se encuentra en una región muy pequeña, que se denomina núcleo.

b) El número de protones que tiene un átomo en su núcleo se denomina número atómico.

c) El número atómico se representa por *N*.

Solución

a) **Falso**, porque la carga que se encuentra en lo que se denomina núcleo es toda la carga positiva.

b) **Verdadero.**

c) **Falso**, el número de protones que tiene un átomo en su núcleo se denomina número atómico y se representa por Z.

6 Indicar el número másico y cuántos neutrones tiene cada uno de los siguientes átomos neutros: *a)* $^{37}_{17}Cl$; *b)* $^{15}_{7}N$; *c)* $^{18}_{8}O$.

Solución

Para solucionar este ejercicio tenemos que tener en cuenta que:

$$^{A}_{Z}X \rightarrow A = \text{n.º másico; } Z = \text{n.º atómico}$$

En un átomo neutro: **Z = n.º protones = n.º electrones y A = Z + N**

a) $^{37}_{17}Cl$ → n.º protones = 17, **n.º neutrones = 20, n.º másico = 37**

b) $^{15}_{7}N$ → n.º protones = 7, **n.º neutrones = 8, n.º másico = 15**

c) $^{18}_{8}O$ → n.º protones = 8, **n.º neutrones = 10, n.º másico = 18**

7 Calcular el número atómico y el número másico, así como el número de protones, neutrones y electrones, de los iones siguientes: *a)* $^{35}_{17}Cl^{-}$; *b)* $^{80}_{35}Br^{1-}$; *c)* $^{16}_{8}O^{2-}$; *d)* $^{31}_{15}P^{3-}$.

Solución

Sabemos por la definición de número atómico y número másico que en un átomo neutro:

Z = n.º atómico = n.º protones = n.º electrones

A* = Z + *N

En el átomo neutro el número atómico, Z, indica el número de protones que es igual al número de electrones. Como en el ejercicio se trata de iones negativos, significa que el átomo neutro ha ganado electrones (que es el que tiene carga negativa), el mismo número que el que indica su carga negativa, por lo que:

a) $^{35}_{17}Cl^{-}$ → Z = 17; A = 35; 17 protones; 18 neutrones y 18 electrones.

b) $^{80}_{35}Br^{1-}$ → Z = 35; A = 80; 35 protones; 45 neutrones y 36 electrones.

c) $^{16}_{8}O^{2-}$ → Z = 8; A = 16; 8 protones; 8 neutrones y 10 electrones.

d) $^{31}_{15}P^{3-}$ → Z = 15; A = 31; 15 protones; 16 neutrones y 18 electrones.

8 Complete la siguiente tabla:

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	*A*
^{31}P		15			
^{20}Ne	10		10		
^{27}Si	14		13		
^{35}Cl				17	35

Solución

Sabemos por la definición de número atómico y número másico que en un átomo neutro:

Z = n.º atómico = n.º protones = n.º electrones

$$A = Z + N$$

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	*A*
^{31}P	**15**	15	**16**	**15**	**31**
^{20}Ne	10	**10**	10	**10**	**20**
^{27}Si	14	**14**	13	**14**	**27**
^{35}Cl	**17**	**17**	**18**	17	35

9 Calcular el peso atómico promedio del hidrógeno sabiendo que consta de un 99,98 % de H-1 (masa atómica 1,0078 u) y un 0,015% de H-2 (masa atómica 2,0141 u).

Solución

El peso atómico promedio del hidrógeno es la media ponderada de las masas de los isótopos de que consta:

$$\text{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \cdot X_i}{100}$$

$$M_H = \frac{(99{,}98 \times 1{,}007\ u) + (0{,}015 \times 2{,}014\ u)}{100} = 1{,}008\ u$$

Peso atómico promedio del Hidrógeno = 1,008 u

10 El peso atómico de la plata que encontramos en el Sistema Periódico es de 107,88 u. Determinar la abundancia relativa de los dos isótopos que tiene, sabiendo que sus masas atómicas son, aproximadamente, 107u y 109 u.

Solución

El peso atómico de la plata es la media ponderada de las masas de los isótopos que la forman, promediada con respecto a sus abundancias relativas. Sí llamamos X a la abundancia relativa del isótopo de 107u de masa y 100 – X la

del otro isótopo (la suma de sus abundancias en tanto por ciento tiene que valer 100):

$$\textbf{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \, . \, X_i}{100}$$

$$107{,}88 = 107.\frac{X}{100} + 109.\frac{100 - X}{100}$$

Multiplicando por 100 ambos miembros tenemos que:

$$10788 = 107 \, . \, X + 109 \, . \, (100 - X)$$

Desarrollando el paréntesis:

$$10788 = 107 \, . \, X + 10900 - 109 \, . \, X$$

$$(109 - 107)X = 10900 - 10788$$

Despejando X:

$$X = \frac{10900 - 10788}{109 - 107} = \frac{112}{2} = 56\%$$

La abundancia del isótopo de 107 u es de X = 56%, mientras que la que tiene 109 u es:

$$100 - X = 100 - 56 = 44\%.$$

Por lo que habrá:

56% del isótopo ^{107}Ag

44 % del isótopo ^{109}Ag

11 El boro, de peso atómico promedio 10,811 uma, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B, cuyas respectivas masas isotópicas son 10,0129 uma y 11,0093 uma. Calcular la abundancia natural de estos dos isótopos.

Solución

Para poder resolver este ejercicio llamamos, por ejemplo, X a la abundancia del isótopo ^{10}B, por lo que la del ^{11}B será (100 – X), puesto que la suma de las abundancias de los dos isótopos debe dar 100. Aplicando la expresión del peso atómico promedio, tenemos que:

$$\textbf{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \, . \, X_i}{100}$$

$$10{,}811 = \frac{(10{,}0129 \times X) + (11{,}0093 \times (100 - X))}{100}$$

Multiplicando ambos miembros de la expresión por 100:

$$1.081{,}1 = 10{,}0129 \cdot X + 11{,}0093 \cdot (100 - X)$$

Resolviendo la ecuación obtenemos el valor de X = 19,91.

Luego, como la abundancia de ^{10}B vale X, ésta será del 19,91% y la del otro isótopo, ^{11}B, será: (100 – X) = 100 – 19, 91 = 80, 09%.

$$^{10}B \rightarrow 19{,}91\%$$

$$^{11}B \rightarrow 80{,}09\%$$

12 El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-207, Pb-208 y Pb-209. La abundancia de los tres primeros es de: 2; 28,2 y 57,8%, respectivamente. Calcular, aproximadamente, el peso atómico (promedio) del plomo.

Solución

Como la suma de las cuatro abundancias expresadas en tanto por ciento debe dar 100, a partir de ello podemos calcular la del cuarto isótopo:

$$\%(209\ Pb) = 100 - \%(204\ Pb) - \%(207\ Pb) - \%(208\ Pb) = 100 - 2 - 28{,}2 - 57{,}8 = 12\%$$

Como no nos dan como dato la masa exacta de los isótopos, tendremos que deducir una masa isotópica aproximada, teniendo en cuenta que la masa isotópica es muy similar a la del número másico de los isótopos (204, 207, 208 y 209) expresada en uma.

A continuación sustituimos los datos obtenidos en la expresión del peso atómico promedio:

$$\text{Peso atómico promedio} = \frac{\sum A_i \cdot X_i}{100}$$

$$\text{Peso at. promedio Pb} = \frac{(204 \times 2) + (207 \times 28{,}2) + (208 \times 57{,}8) + (209 \times 12)}{100}$$

Peso atómico aproximado del Pb = 207,8 uma

13 Del siguiente grupo de números cuánticos para los electrones, ¿cuál es incorrecto? Justifique su respuesta: *a)* (2, 1, 0, -½); *b)* (2, 1, -1, ½); *c)* (2, 0, 0, -½); *d)* (2, 2, 1, -½).

Solución

Sabiendo que los valores permitidos que pueden tomar los números cuánticos son:

$n = 1, 2, 3, 4 \ldots \infty$

$l = 0, \ldots\ldots\ldots (n-1) \rightarrow l = 0\ (s),\ 1\ (p),\ 2\ (d),\ 3\ (f)$

$m_l = -l \ldots 0 \ldots +l$

$m_s = \pm 1/2$

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0, -½) para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 2 (n = 2) y subnivel p (l = 1).

b) El conjunto de números cuánticos (2, 1, -1, ½) para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y co-

rresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 2 (n = 2) y subnivel p (l = 1).

c) El conjunto de números cuánticos (2, 0, 0, -½) para un electrón es **correcto** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 2 (n = 2) y subnivel s (l = 0).

d) El conjunto de números cuánticos (2, 2, 1, ½) para un electrón es **incorrecto** ya que si el número cuántico n = 2, el número cuántico l sólo puede valer 0 o 1.

14 De los siguientes conjuntos de números cuánticos (n, l, m_l y m_s), identificar los que están permitidos en un átomo y justificar detalladamente por qué algunos no son válidos: *a)* (4, 2, -1, +½); *b)* (5, 0, -1, +½); *c)* (2, 2, -1, +½); *d)* (4, 4, -1, +½) *e)* (6, 0, 0, +½).

Solución

Sabiendo que los valores permitidos que pueden tomar los números cuánticos son:

n = 1,2, 3, 4 ... ∞

l = 0,……….(n – 1) → l = 0 (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f)

m_l = -l….0….+l

m_s = ±1/2

a) El conjunto de números cuánticos (4, 2, -1, +½) está **permitido** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital del nivel 4 (n = 4) y subnivel d (l = 2).

b) El conjunto de números cuánticos (5, 0, -1, +½) está **prohibido,** ya que si el número cuántico l = 0, el número cuántico m_l sólo puede valer 0.

c) El conjunto de números cuánticos (2, 2, -1, +½) está **prohibido,** ya que si el número cuántico n = 2, el número cuántico l sólo puede valer 0 o 1.

d) El conjunto de números cuánticos (4, 4, -1, +½) está **prohibido** ya que si el número cuántico n = 4, el número cuántico l sólo puede valer 0, 1, 2 o 3.

e) El conjunto de números cuánticos (6, 0, 0, +½) está **permitido** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón en un orbital del nivel 6 (n = 6) y subnivel s (l = 0) .

15 De los siguientes conjuntos de números cuánticos, indicar cuáles son posibles y cuáles no, justificando la respuesta: *a)* 2, 1, -1, 0; *b)* 7, 3, 1, -½; *c)* 6, 4, -4, -½; *d)* 3, 3, 0, +½; *e)* 0, 0, 0, +½.

Solución

Sabiendo que los valores permitidos que pueden tomar los números cuánticos son:

n=1,2, 3, 4 ... ∞

l= 0,……….(n – 1) → l = 0 (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f)

m_l = -l….0….+l

m_s = ±1/2

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, -1, 0) para un electrón **no es posible** ya que el valor de m_s nunca puede ser 0.

b) El conjunto de números cuánticos (7, 3, 1, -½) para un electrón es **posible** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 7 (n = 7) y subnivel *f* (l = 3).

c) El conjunto de números cuánticos (6, 4, -4, -½) para un electrón es **posible** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 6 (n = 6) y subnivel *g* (l = 4).

d) El conjunto de números cuánticos (3, 3, 0, ½) para un electrón es **imposible** ya que si el número cuántico n = 3, el número cuántico l sólo puede valer 0, 1 o 2.

e) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0, ½) para un electrón es **imposible** ya que el número cuántico n no puede valer 0.

16 De las siguientes combinaciones de números cuánticos, justifique cuáles no son correctas: *a)* 3, 1, 1, 0; *b)* 1, 1, 0, +½; *c)* 5, 3, -3, -½; *d)* 2, 1, -2, +½; *e)* 4, 3, 3, 0; *f)* 5, 0, 1, +½.

Solución

Sabiendo que los valores permitidos que pueden tomar los números cuánticos son:

n = 1,2, 3, 4 ... ∞

l = 0,..........(n – 1) → l = 0 (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f)

m_l = -l....0....+l

m_s = ±1/2

a) La combinación de números cuánticos (3, 1, 1, 0) **no es correcta** ya que si el número cuántico n = 3, el número cuántico l solo puede valer 0, 1, o 2; y además el número cuántico m_s sólo puede valer ±½ y nunca 0.

b) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, +½) **no es correcta** ya que si el número cuántico n = 1, el número cuántico l sólo puede valer 0.

c) La combinación de números cuánticos (5, 3, -3, -½) **es correcta** ya que no presenta ninguna discrepancia en los valores de los mismos y corresponde a un electrón situado en un orbital del nivel 5 (n = 5) y subnivel *f* (l = 3).

d) La combinación de números cuánticos (2, 1, 2, +½) **no es correcta** ya que si el número cuántico l = 1, el número cuántico m_l sólo puede valer -1, 0, +1.

e) La combinación de números cuánticos (4, 3, 3, 0) **no es correcta** pues el número cuántico m_s sólo puede valer ±½ y nunca 0.

f) La combinación de números cuánticos (5, 0, 1, +½) **no es correcta** ya que si el número cuántico l = 0, el número cuántico m_l sólo puede valer 0.

17 Indicar, razonando su respuesta, cuál o cuáles de los siguientes grupos de tres valores correspondientes a los números cuánticos, n, l, y m son permitidos: *a)* (3, -1, +1); *b)* (1, 0, 2); *c)* 5, 3, -3); *d)* (0, 1, -1), *e)* (3, 2, 0).

Solución

a) (3, -1, +1) → **No es posible**. El número cuántico *l* no puede tener valores negativos.

b) (1, 0, 2) → **No es posible**. El número cuántico *m* tiene valores comprendidos entre: -*l* a +*l*.

c) (5, 3, -3) → **Si es posible.**

d) (0, 1, -1) → **No es posible**. El número cuántico *n* nunca tiene un valor igual a 0.

e) (3, 2, 0) → **Si es posible.**

18 ¿Cuántos orbitales tiene un átomo en el quinto nivel de energía (E5)?

Solución

Para el quinto nivel de energía, el número cuántico principal *n* es 5.

Como el número de orbitales viene dado por n^2, luego hay:

$n^2 = 5^2 =$ **25 orbitales** con energía E5.

19 ¿En qué se parecen los orbitales 3*f* y 4*f* de un átomo? ¿En qué se diferencian?

Solución

Los orbitales 3*f* y 4*f* de un átomo se parecen en que al ser los dos «*f*», significa que tienen igual número cuántico secundario *l* ($l = 3 \rightarrow$ orbital *f*), por lo que están en el mismo nivel.

Sin embargo, tienen diferente el valor del número cuántico principal, *n*, luego difieren en el tamaño y en la energía (el orbital 4*f* tiene mayor energía que el 3*f*, pues en el primero $n = 4$ y el segundo $n = 3$).

20 ¿Son verdaderas las siguientes afirmaciones? Justifique la repuesta.

a) La energía de un nivel disminuye a medida que aumenta *n*.

b) En un orbital 3*d* existen 5 orbitales.

c) El número cuántico *l* nos da la orientación del orbital en el espacio.

Solución

a) **Falso**, la energía aumenta con el número cuántico principal *n*, cuanto mayor es el valor de *n* mayor es la energía del nivel.

b) **Verdadero**, a un subnivel *d* le corresponde $l = 2$, y sabemos que el número de orbitales viene dado por: **(2 *l* + 1) orbitales.** Luego tiene $(2 \times 2) + 1 =$ **5 orbitales.**

c) **Falso**, *l* nos indica la forma del orbital, la orientación nos la proporciona el número cuántico magnético.

21 Justificar si son correctas o no las afirmaciones siguientes: *a)* dos electrones pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.; *b)* según la mecánica cuántica podemos asegurar el lugar exacto del espacio donde se encuentra un electrón; *c)* para el cuarto nivel de energía hay 16 orbitales con energía E4.

Solución

a) **Falso**, dos electrones **no** pueden tener los cuatro números cuántico iguales, se diferenciarán por lo menos en la orientación del momento angular.

b) **Falso**, según la mecánica cuántica, la función de onda no permite saber en qué punto del espacio se encuentra el electrón en cada momento, sólo la probabilidad de encontrarlo en una región determinada.

c) **Verdadero**. Para el cuarto nivel de energía, el número cuántico principal n es 4. Como el número de orbitales viene dado por n^2. Luego hay: $n^2 = 4^2 = 16$ orbitales.

22 Indicar a qué orbital corresponde la siguiente serie de números cuánticos: $n = 4$, $l= 3$, $m_l = -1$. ¿Cuántos orbitales de cada tipo hay en la capa electrónica $n = 4$?

Solución

El tipo de orbital nos lo indica el número cuántico secundario, l, con la siguiente equivalencia según el valor de l: $s = 0$; $p = 1$, $d = 2$ y $f = 3$.

En este ejercicio l tiene el valor de 3, corresponde a un orbital tipo **«*f*».**

Para un valor del número cuántico principal $n = 4$, los valores que puede tomar el número cuántico secundario l «son:

$l = 0$ es un orbital tipo **«*s*»** (un orbital).

$l = 1$ es un orbital tipo **«*p*»** (tres orbitales).

$l = 2$ es un orbital tipo **«*d*»** (cinco orbitales).

$l = 3$ es un orbital tipo **«*f*»** (siete orbitales).

En total: 1 + 3 + 5 + 7 = **16 orbitales.**

Otra forma de calcular el número de orbitales es mediante la expresión: n^2 = número orbitales. Luego en este caso como $n = 4 \rightarrow n^2 = 16$ orbitales.

23 ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden alojar los siguientes subniveles? *a)* 3*s*; *b)* 2*p*; *c)* 3*d*; *d)* 5*f*.

Solución

El número de orbitales correspondiente a un subnivel es $2l + 1$, siendo l el número cuántico secundario, que nos determina la forma del orbital. Según el Principio de exclusión de Pauli cada orbital puede alojar 2 electrones con espines opuestos, luego:

a) 2*s* $\rightarrow$ ($l = 0$) $\rightarrow$ (2 x 0) + 1 = 1 $\rightarrow$ como alojan 2 electrones $\rightarrow$ 2 x1 = **2 electrones.**

b) 2*p* $\rightarrow$ ($l = 1$) $\rightarrow$ (2 x 1) + 1 = 3 $\rightarrow$ como alojan 2 electrones $\rightarrow$ 2 x 3 = **6 electrones.**

c) 3*d* $\rightarrow$ ($l = 2$) $\rightarrow$ (2 x 2) + 1 = 5 $\rightarrow$ como alojan 2 electrones $\rightarrow$ 2 x 5 = **10 electrones.**

d) 5*f* $\rightarrow$ ($l = 3$) $\rightarrow$ (2 x 3) + 1 = 7 $\rightarrow$ como alojan 2 electrones $\rightarrow$ 2 x 7 = **14 electrones.**

24 ¿Por qué el subnivel de energía 3*d* puede alojar más electrones que el subnivel 3*p*?

Solución

El número de orbitales correspondiente a un subnivel es $2l + 1$, siendo l el número cuántico secundario, que nos determina la forma del orbital.

Para un subnivel 3*d*, le corresponden los números cuánticos: $n = 3$ y $l = 2$, luego el número de orbitales es: $(2 \times 2) + 1 = 5$ orbitales que pueden alojar 10 electrones, teniendo en cuenta el Principio de exclusión de Pauli.

Para un subnivel 3*p*, le corresponden los números cuánticos: $n = 3$ y $l = 1$, luego el número de orbitales es: $(1 \times 2) + 1 = 3$ orbitales que pueden alojar 6 electrones, teniendo en cuenta el Principio de exclusión de Pauli.

Por ello el subnivel 3*d* pueda alojar un número mayor de electrones que el 3*p*.

25 Escribir la combinación o combinaciones de números cuánticos correspondientes a: *a)* un electrón 5*p*, *b)* un electrón 3*d*.

Solución

a) Un electrón 5*p.*

Situado en el 5º nivel $\rightarrow$ $n = 5$, como es un orbital *p* le corresponde $l = 1$, por lo que los valores del número cuántico magnético m_l son $-l...0...+l$. Luego las posibles combinaciones serían:

(5, 1, -1, +1/2) (5, 1, 0, +1/2) (5, 1, 1, +1/2)
(5, 1, -1, -1/2) (5,1, 0, -1/2) (5, 1, 1, -1/2)

b) Un electrón 3*d.*

Situado en el 3º nivel $\rightarrow$ $n = 3$, como es un orbital *p* le corresponde $l = 2$, sabiendo que los valores del número cuántico magnético son m_l es -2,-1...0...+1,+2, las posibles combinaciones serían:

(3, 2, -2, +1/2) (3, 2, -1, +1/2) (3, 2, 0, +1/2) (3, 2, 1, +1/2) (3, 2, 2, +1/2)
(3, 2, -2, -1/2) (3, 2, -1, -1/2) (3, 2, 0, -1/2) (3, 2,1, -1/2) (3, 2, 2, -1/2)

26 ¿Cuál es el máximo número de electrones que es posible encontrar en el nivel principal para el que $n = 3$?

Solución

El enunciado nos indica que el número cuántico principal *n* tiene un valor de 3, por lo que podemos calcular los valores posibles del número cuántico secundario *l*. Según las reglas generales, el número de orbitales para cada valor de *l*, es $(2l + 1)$ por lo que así calcularemos el número total de orbitales y por último determinaremos cuántos electrones puede recibir cada orbital.

Cuando $n = 3$ $\rightarrow$ $l = 0$, 1 y 2

El número de orbitales para cada valor de *l* está dado por $(2l + 1)$.

Luego para un valor de $l = 0$ $\rightarrow$ n.º de orbitales = 1.
$l = 1$ $\rightarrow$ n.º de orbitales = 3.
$l = 2$ $\rightarrow$ n.º de orbitales = 5.

En total vemos que hay: 1 + 3 + 5 = **9 orbitales.**

Como cada uno puede acomodar 2 electrones (Principio exclusión de Pauli), el número máximo de electrones que habrá en los orbitales será: 2 x 9 = **18 electrones.**

También podemos utilizar la fórmula (n^2), por lo que el número total de orbitales sería 3^2 = 9 orbitales, y el número total de electrones sería $2n^2 \rightarrow 2 \times (3^2) = 18$ electrones.

27 Escribir la configuración electrónica de un átomo con Z = 19. Razonar si las siguientes afirmaciones son ciertas: *a)* su valencia más probable será -1; *b)* si un electrón pasara del orbital 4*s* al 5*s* se emitiría energía luminosa.

Solución

Configuración electrónica $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$.

a) **Falsa**. Su valencia más probable será +1 (tendencia a ceder electrón), por eliminación del único electrón en el orbital 4*s.*

b) **Falsa**. El orbital 5*s* tiene una energía mayor o superior al orbital 4*s*, por tanto, sólo es posible que un electrón pasara del orbital 4*s* al 5*s* sí el átomo **recibe energía** del exterior, por ejemplo, en forma de luz. En tal caso, se generaría una línea en el espectro de absorción.

28 Indicar la configuración electrónica y cuál es la valencia de los elementos siguientes: Carbono (C), Z = 6, Oxigeno (O), Z = 8 y Helio (He) Z = 2.

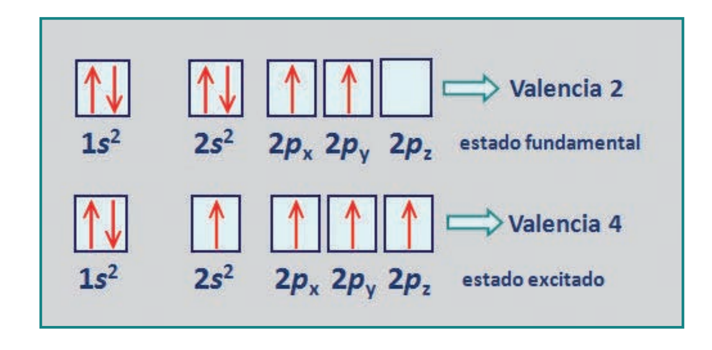
Solución

Carbono: $1s^2\,2s^2\,2p^2 \rightarrow$ **valencia +4, +2**

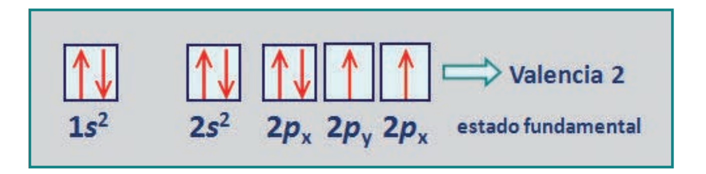
En la configuración electrónica: C: $Z = 6 \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p_x^1\,2p_y^1\,2p_z^0$, se observa que hay dos orbitales externos parcialmente ocupados $2p_x$ y $2p_y$ y un orbital totalmente lleno 2*s*. Con esa distribución electrónica el carbono actuaría con **valencia 2**.

Sin embargo, se puede lograr con facilidad que un electrón de un orbital 2*s* pase al orbital $2p_z$ libre, logrando que los cuatro electrones estén desapareados, **valencia 4** $\rightarrow 1s^2\,2s^1\,2p_x^1\,2p_y^1\,2p_z^1$.

Para lograr esta nueva distribución, es necesario invertir cierta cantidad de energía, debido a que un electrón ha sido promovido del nivel de energía 2*s* a un nivel, algo superior, 2*p*.



Oxígeno: $1s^2\,2s^2\,2p^4 \rightarrow$ **valencia +2.**



Helio: $1s^2$ → **valencia 0.**



29 *a)* Escribir la configuración electrónica de un átomo de Zinc (Z = 30) y de un átomo de Nitrógeno (Z = 7), en su estado fundamental; *b)* indicar los cuatro números cuánticos de cada electrón de un átomo de Nitrógeno (Z = 7).

Solución

a) Para escribir la configuración electrónica de los dos átomos en su estado fundamental, hay que tener en cuenta el orden de llenado de los orbitales de menor a mayor energía, el principio de exclusión de Pauli y la Regla de Hund (máxima multiplicidad):

Configuración electrónica del Zinc (Z = 30) → $\mathbf{1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2}$ **.**

Configuración electrónica del Nitrógeno (Z = 7) → $\mathbf{1s^2\,2s^2\,2p^3}$**.**

b) Los números cuánticos para los 7 electrones del N, $1s^2\,2s^2\,2p^3$ son:

— $1s$ → **(1, 0, 0, +1/2), (1, 0, 0, -1/2).**

— $2s$ → **(2, 0, 0, +1/2), (2, 0, 0, -1/2).**

— $2p$ → **(2, 1, -1, +1/2), (2, 1, 0, +1/2), (2, 1, 1, +1/2).**

Los 3 electrones alojados en este orbital $2p$, han de cumplir la regla o principio de máxima multiplicidad de Hund, por lo que cada uno está situado en un orbital p_x, p_y y p_z con los espines paralelos.

30 Considere las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental: *a)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^8$; *b)* $1s^2\ 2s^4$; *c)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$; *d)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.

— Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.

— Deduzca la valencia más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

Solución

— Cumplen el principio de exclusión de Pauli.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8$ → **No lo cumple** porque en el subnivel *p* sólo puede haber 6 electrones y aquí tiene 8.

b) $1s^2\ 2s^4$ → **No lo cumple** puesto que el subnivel *s* tiene 4 electrones cuando sólo puede tener 2.

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow$ **Sí lo cumple.**

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 \rightarrow$ **Sí lo cumple.**

— La valencia serán de la (c) y de la (d) que son las configuraciones correctas, (tendencia a tomar o ceder electrones para adquirir la configuración del gas noble más próximo):

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4 \rightarrow$ tiene 4 electrones en un orbital *p* (y puede haber 6 electrones en ese orbital), luego tiene tendencia o puede tomar 2 electrones y alojarlos en los orbitales p_y y p_z $\rightarrow$ **valencia -2**.

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 \rightarrow$ tiene 2 electrones en un orbital *s*, luego su tendencia a tomar o ceder electrones es nula porque tiene el orbital *s* lleno y no puede tomar ni ceder: **valencia 0.**

31 *a)* Indicar razonadamente un conjunto posible de números cuánticos para los electrones 3*p* del cloro (Z = 17) en su estado fundamental. *b)* En el apartado anterior, indicar razonadamente los números cuánticos que corresponden a los electrones desapareados que haya. *c)* Indicar razonadamente, de acuerdo con los apartados anteriores, los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica del ion cloruro en su estado fundamental.

Solución

La configuración electrónica del cloro en su estado fundamental:

$$Z = 17 \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

a) Los electrones *p* del cloro están en el nivel 3 (*n* = 3) y como son orbitales *p* el valor del número cuántico l =1, luego las combinaciones posibles son:

(3, 1, -1, +1/2); (3, 1, 0, +1/2); (3, 1, 1, +1/2)

(3, 1, -1, -1/2); (3, 1, 0, -1/2)

b) En el átomo de cloro sólo hay un electrón desapareado que se encuentra en el orbital 3*p*, siguiendo el orden del apartado anterior sus números cuánticos son: **(3, 1, 1, +1/2).**

c) El ion cloruro se forma cuando toma un electrón el átomo neutro de cloro, formándose el ion Cl^-, y éste se instalará en un orbital 3*p* ($3p_z$), con números cuánticos: **(3, 1, 1, -1/2).**

32 Indicar razonadamente si es posible que existan los orbitales siguientes: *a)* 2*f*; *b)* 5*g; c)* 3*p*; *d)* 4*d*; *e)* 3*g* y *f)* 5*f*.

Solución

Sabiendo que los valores posibles que toman los números cuánticos son:

***n* = 1, 2, 3 .... ∞**

***l* = 0... *n* - 1** $\rightarrow$ 0 $\rightarrow$ orbital s; 1 $\rightarrow$ orbital p; 2 $\rightarrow$ orbital d; 3 $\rightarrow$ orbital f; 4 $\rightarrow$ orbital g

m_l **= - *l* ...0......+*l***

m_s **= ±1/2**

a) **El orbital 2*f* no puede existir**, debido a que al orbital 2*f* le corresponden los números cuánticos $n = 2$ y $l = 3$. Este último valor no es posible ya que si $n = 2$, los únicos valores de l son 0 y 1.

b) **El orbital 5*g* sí puede existir**, debido a que al orbital 5*g* le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 4$; que son unos valores correctos.

c) **El orbital 3*p* sí puede existir**, debido a que al orbital 3*p* le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$; valores que son correctos.

d) **El orbital 4*d* sí puede existir**, debido a que al orbital 4*d* le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 2$; valores que son correctos.

e) **El orbital 3*g* no puede existir**, debido a que al orbital 3*g* le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 4$. Este último valor no es posible, ya que si $n = 3$, los únicos valores posibles de l son 0, 1 y 2.

f) **El orbital 5*f* sí puede existir**, debido a que al orbital 5*f* le corresponden los números cuánticos $n = 5$ y $l = 3$. Valores que son correctos.

33 Escribir la configuración electrónica del Níquel, $Z = 28$. Clasificar este elemento dentro de los bloques del Sistema periódico.

Solución

El níquel tiene 28 electrones, luego su configuración electrónica es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2\ 3d^8}$$

Aquellos elementos que en su último nivel de energía completan los subniveles *d* (bloque *d*) son los metales de transición, y como el último nivel es $n = 4$, pertenece al Período 4. Para conocer el grupo sabemos que pertenece al Grupo B, y tenemos que: $4s^2\ 3d^8$, $2 + 8 = 10$, por lo que el grupo es el 10.

Luego el Ni es un **metal de transición, período 4, grupo VIIIB (10).**

34 El elemento Zinc tiene un número atómico de 30. Indicar: *a)* su estructura electrónica; *b)* los números cuánticos que corresponden a su *electrón diferenciador*.

Solución

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$.

b) El electrón diferenciador es el décimo del orbital 3*d*, y los valores de m_l *van de -2 a +2:*

-2	-1	0	1	2
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Por tanto, los valores de sus números cuánticos serán:

$$n = 3,\ l = 2,\ m_l = 2,\ m_s = -1/2$$

35 Escribir la estructura electrónica de los elementos con número atómico 11, 35 y 54; contestar las siguientes cuestiones justificando cada una de las respuestas: *a)* ¿a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento?; *b)* ¿qué valencia

serán los más frecuentes?; *c)* ¿cuáles son metales y cuáles no metales?; *d)* ¿cuál es el elemento más electropositivo y cuál el más electronegativo?

Solución

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados en su estado fundamental son:

A → Z = 11 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

B → Z = 35 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

C → Z = 54 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

a) Para decir el grupo al que pertenecen se suman los electrones que hay en la última capa, esto es:

   A → 1 electrón s → grupo 1. (Alcalino, Sodio).

   B → 2 electrón s + 5 electrones p → grupo VII o 17. (Halógeno, Bromo).

   C → 2 electrón s + 6 electrones p → grupo VIII o 18. (Gas noble, Xenón).

b) La valencia más frecuente:

   A → tendencia a ceder 1 electrón → +1.

   B → tendencia a tomar 1 electrón → -1.

   C → gas noble completa la capa → 0.

c) Carácter metálico se mide como la tendencia (mayor o menor) a ceder electrones.

   Metales (ceden), luego es el **A**. No metales (toman), luego es el **B** y **C** como es un gas noble no tiene carácter metálico ni no metálico.

d) Electronegatividad, sabiendo que crece hacia la derecha en un periodo y hacia arriba en un grupo, siendo el flúor electronegativo por excelencia: **A < B.**

36 *a)* Indicar razonadamente un conjunto posible de números cuánticos para los electrones *p* del flúor (Z = 9) en su estado fundamental. *b)* En el apartado anterior, indicar razonadamente los números cuánticos que corresponden a los electrones desapareados que haya en su configuración electrónica. *c)* Indicar razonadamente, de acuerdo con los apartados anteriores, los números cuánticos del último electrón que completa la configuración electrónica del **ion fluoruro** en su estado fundamental.

Solución

La configuración electrónica del Flúor en su estado fundamental: Z = 9 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

a) Los electrones *p* del flúor están en el nivel 2 (*n* = 2) y como son *p*, *l* = 1; y m_l = -1, 0, +1; luego las combinaciones posibles de los cinco electrones *p* son:

   (2, 1, -1, +1/2); (2, 1, 0, +1/2); (2, 1, 1, +1/2); (2, 1, -1, -1/2) y (2, 1, 0, -1/2)

b) En el átomo de flúor sólo hay un electrón desapareado, siguiendo el orden del apartado anterior, sus números cuánticos son: (2, 1, 1, +1/2).

-1	0	+1
↑↓	↑↓	↑

c) El ion fluoruro, F^-, se forma cuando toma un electrón el átomo de flúor neutro, este se instalará en un orbital 2*p,* y sus números cuánticos son los siguientes: (2, 1, 1, -1/2).

-1	0	+1
↑↓	↑↓	↑↓

37 Dados los elementos flúor (Z= 9), cloro (Z= 17), potasio (Z= 19) y sodio (Z= 11): *a)* indicar su configuración electrónica; *b)* ordenarlos de forma creciente según su radio atómico; *c)* ordenarlos en orden creciente de energía de ionización; *d)* ordenarlos de forma creciente según su electronegatividad.

Solución

a) Las configuraciones, teniendo en cuenta el orden creciente de energía, serán:

F: Z = 9 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^5$

Cl: Z = 17 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^5$

K: Z = 19 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^1$

Na: Z = 11 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^1$

b) El radio atómico en un mismo grupo, aumenta al descender, es decir, a medida que aumenta el número de capas, y en un período aumenta hacia la izquierda, ya que hay menor carga nuclear y por tanto los electrones serán menos atraídos por el núcleo. Por tanto, en orden creciente al radio atómico, tenemos que: **F < Cl < Na < K.**

c) La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un elemento. Dentro de un mismo período aumenta hacia la derecha, hay mayor número atómico, y por tanto mayor atracción y dentro de un grupo, hacia arriba, porque hay menos capas, lo que implica que está más cerca del núcleo y por tanto mayor atracción. El orden creciente de energía de ionización es: **K < Na < Cl < F.**

d) La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a atraer hacia sí los electrones cuando se combina con átomos de otro elemento. Es por tanto, una propiedad de átomos enlazados. La electronegatividad aumenta con el número atómico en un período y disminuye en un grupo. El valor máximo se alcanza al llegar al grupo de los halógenos. Por tanto, el orden creciente de electronegatividad, será: **K < Na < Cl < F.**

38 Tenemos A, B, C, D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 35, 36, 37 y 38, respectivamente: *a)* escribir sus configuraciones electrónicas; *b)* indicar, razonadamente, a qué grupo y período pertenecen; *c)* indicar, razonadamente, cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

Solución

a) Teniendo en cuenta el orden creciente de los orbitales:

A: Z = 35 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^5$

B: Z = 36 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6$

C: Z = 37 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ 5s^1$

D: Z = 38 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ 5s^2$

b) Para saber el período al que pertenecen tenemos que fijarnos en el número cuántico principal de la última capa, y para saber el grupo, tenemos que sumar los electrones que ocupan los orbitales de la capa más externa o de valencia (última capa), en este caso los *s* y los orbitales *p*. Teniendo en cuenta estas reglas, podemos decir que:

A: Z = 35: $\mathbf{4s^2\ p^5}$ $\rightarrow$ período 4.º y grupo 17 (VIIA) (siete electrones). Se trata de un halógeno, el Bromo.

B: Z = 36: $\mathbf{4s^2\ p^6}$ $\rightarrow$ período 4.º y grupo 18 (VIIIA) (ocho electrones). Se trata de un gas noble, el Criptón.

C: Z = 37: $\mathbf{4s^2\ p^6\ 5s^1}$ $\rightarrow$ período 5.º y grupo 1 (IA) (un electrón). Se trata de un alcalino, el Rubidio.

D: Z = 38: $\mathbf{4s^2\ p^6\ 5s^2}$ $\rightarrow$ período 5.º y grupo 2 (IIA) (dos electrones). Se trata de un alcalino-térreo, el Estroncio.

c) Se define afinidad electrónica, AE, al cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso.

La variación en el sistema periódico es de aumentar hacia arriba en un mismo grupo y hacia la derecha en un mismo período. En este caso de todos los elementos, sólo el elemento Z = 35 va a captar un electrón para completar su capa *p*, porque los elementos de Z = 37 y 38 tienen tendencia a ceder los electrones de la capa *s* y Z = 36 es un gas noble (tiene su última capa completa). Por tanto el de mayor afinidad electrónica es el elemento **A, Z = 35,** el bromo.

39 Justificar qué especie de cada una de las parejas (átomos ó iones) siguientes tiene mayor radio atómico: *a)* (Ag, Xe); *b)* (Ag, Rb); *c)* (Ag, O) y *d)* (Ag, Ag^+).

Solución

El radio atómico disminuye al avanzar en un período, debido a que los sucesivos electrones que se incorporan entran en la misma capa, (lo que no contribuye en el aumento de tamaño excesivamente), mientras que la carga nuclear aumenta, haciendo que los electrones se acerquen más al núcleo. Por otro lado, aumenta al descender en un grupo debido, sobre todo, a que aumenta el número de capas electrónicas y, por tanto, incrementa el tamaño.

Teniendo en cuenta estas consideraciones y la situación de estos elementos en el Sistema Periódico, podemos concluir que:

a) Los elementos Ag y Xe están en el mismo período, pero tiene mayor número atómico el Xenón, por lo, según dicho anteriormente, la plata tendrá mayor tamaño que el gas noble, luego: **Ag > Xe.**

b) Como en el caso anterior, los dos elementos están en el mismo período, pero en este caso es la plata la que tiene mayor número atómico, luego: **Rb > Ag.**

c) El O está en el período 2.º y la Ag en el 5.º, por lo el que tenga menor número de capas tendrá menor tamaño, entonces: **Ag > O.**

d) Los iones positivos son siempre más pequeños que los átomo neutros, debido a que cuando se forman, el átomo pierde electrones de la capa más externa, luego: **Ag >** $\mathbf{Ag^+}$**.**

40 Dados tres elementos del sistema periódico A, B y C, de números atómicos 17, 37 y 53 respectivamente: *a)* escribir sus configuraciones electrónicas; *b)* determinar el grupo y período a los que pertenecen; *c)* ordenarlos en orden creciente de su electronegatividad.

Solución

a) Las configuraciones son las siguientes:

A: Z = 17 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^5$

B: Z = 37 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ 5s^1$

C: Z = 53 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^6\ d^{10}\ 5s^2\ p^5$

b) Para saber el período al que pertenecen tenemos que fijarnos en el número cuántico principal de la última capa, y para saber el grupo, tenemos que sumar los electrones que ocupan los orbitales de la capa más externa o de valencia (última capa), en este caso los *s* y los orbitales *p*. Teniendo en cuenta estas reglas, podemos decir que:

El elemento **A** $\rightarrow$ $\mathbf{3s^2\ p^5}$; pertenece al grupo VIIA (halógenos), ya que posee 7 electrones de valencia (en orbitales *s* y *p*), y al tercer período, puesto que su última capa es la 3.ª.

El elemento **B** $\rightarrow$ $\mathbf{5s^1}$; pertenece al grupo de IA (alcalinos), ya que posee 1 electrón de valencia (en un orbital de tipo *s*), y al 5º período, puesto que su última capa es la 5.ª.

El elemento **C** $\rightarrow$ $\mathbf{5s^2\ p^5}$; pertenece al grupo VIIA (halógenos), ya que posee 7 electrones de valencia (en orbitales *s* y *p*), y al 5º período, puesto que su última capa es la 5.ª.

c) La electronegatividad es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a atraer hacia sí los electrones cuando se combina con átomos de otro elemento. Es por tanto, una propiedad de átomos enlazados.

Como sabemos que la electronegatividad aumenta con el número atómico en un período, alcanzando su valor máximo al llegar al correspondiente halógeno, y al descender en un grupo, tenemos que el orden creciente de electronegatividad será: **B <C < A.**

Autoevaluación

1 Indicar si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones. El número atómico es:

a) El número de nucleones que tenga.

b) El número de protones que hay en el núcleo atómico, y que siempre coincide con el número de electrones de la corteza.

c) El número de electrones que hay en la corteza atómica.

d) El número de protones que hay en el núcleo atómico.

Solución

La única afirmación **correcta es la (d).**

2 El número másico es:

a) El número entero más próximo al peso atómico del elemento.

b) El número que nos indica la masa de un átomo determinado.

c) El número de veces que la masa de ese átomo contiene a la unidad de masa atómica.

d) El número de nucleones que tiene dicho átomo.

Solución

La única afirmación **correcta es la (d).**

3 Si comparamos los valores del número atómico y del número másico de un determinado átomo, podremos observar que:

a) Siempre son diferentes.

b) El número másico es siempre mayor que el número atómico.

c) El número másico es siempre igual o mayor que el número atómico.

d) El número atómico es siempre mayor o igual que el número másico.

Solución

La única afirmación **correcta es la (c).**

4 Señalar las afirmaciones correctas: ¿dónde se encuentra cada partícula subatómica?

a) El electrón se encuentra en el núcleo.

b) El neutrón se encuentra en la corteza.

c) El neutrón se encuentra en el núcleo.

d) El protón se encuentra en la corteza.

Solución

La única respuesta correcta es la (c).

5 En un átomo neutro, qué ocurre con el número de protones y electrones: *a)* que son iguales; *b)* no tienen nada que ver; *c)* que es mayor el número de protones que de electrones.

Solución

La respuesta **correcta es la (a).**

6 De las siguientes proposiciones, señale las que considere correctas y razone su respuesta:

a) Todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número de electrones.

b) Dos isótopos de un elemento pueden tener el mismo número de neutrones.

c) El número másico es igual al número de protones más el número de neutrones.

Solución

a) **Verdadero**, los isótopos tienen igual número de protones (con lo que tienen igual número de electrones), pero diferente número de neutrones.

b) **Falso**, los isótopos se diferencian en el número de neutrones.

c) **Verdadero**. El número másico es igual al número de protones más el número de neutrones.

7 Complete la siguiente tabla:

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	*A*
^{27}Al				13	27
^{21}Ne			11		
^{30}P	15				30
^{37}Cl		17			37

Solución

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	*A*
^{27}Al	**13**	**13**	**14**	13	27
^{21}Ne	**10**	**10**	11	**10**	**21**
^{30}P	15	**15**	**15**	**15**	30
^{37}Cl	**17**	17	**20**	**17**	37

8 Complete la siguiente tabla:

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	*A*
^{17}O				8	17
^{13}C			7		
^{2}H	1				2
^{18}O		8			18

Solución

Isótopo	Z	Protones	Neutrones	Electrones	A
^{17}O	**8**	**8**	**9**	8	17
^{13}C	**6**	**6**	7	**6**	**13**
^{2}H	1	**1**	**1**	**1**	2
^{18}O	**8**	8	**10**	**8**	18

9 El cobre natural está formado por los isótopos Cu-63 y Cu-65. El más abundante es el primero, con una abundancia isotópica de 64,4%. Calcular el peso atómico aproximado del cobre.

Solución

En el enunciado no nos proporciona la masa exacta de los isótopos, por lo que sólo podemos obtener un peso atómico aproximado.

Peso atómico aproximado del Cu es 63,7 (con los datos del enunciado).

Peso atómico real es 63,5.

10 El oxígeno tiene dos isótopos: O-16 y O-17. Calcular el porcentaje de cada uno de ellos sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 15,9994 u. (Datos: masa de O-16 = 15,9949 u; masa de O-17 = 16,9991 u).

Solución

De **O-16 hay 99,552% y de O-17 hay 0,448%.**

11 De las siguientes proposiciones, señale si las considera correctas o falsas, justificando su respuesta:

a) Todos los isótopos de un elemento tienen el mismo número de electrones.

b) Dos isótopos de un elemento pueden tener el mismo número de neutrones.

c) El número másico es igual al número de protones más el número de neutrones.

Solución

a) **Verdadero.**

b) **Falso.**

c) **Verdadero.**

12 Calcular el peso atómico (promedio) del litio sabiendo que está formado por una mezcla de $^{6}_{3}Li$ y $^{7}_{3}Li$. La abundancia de $^{7}_{3}Li$ es del 92,40 %. La masa isotópica del Li – 6 es 6,0167 y la del Li – 7 vale 7,0179.

Solución

Peso atómico promedio Li = 6,94 uma.

13 Considerando el isótopo del carbono, $^{13}_{6}C$, conteste, razonadamente, a las siguientes preguntas:

a) ¿Cuántos protones tiene su núcleo?

b) ¿Y cuántos neutrones?

c) ¿Cuántos electrones hay en un átomo de carbono?

d) ¿Cuál es el número atómico?

Solución

a) **6 protones.**

b) **7 neutrones.**

c) **6 electrones.**

d) **Z = 6.**

14 Indicar, razonadamente, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y el nombre de los orbitales que, en su caso, representan: *a)* (4, 4, -1, +1/2); *b)* (3, 2, 1, +1/2); *c)* (3, -2, 1, -1/2); *d)* (2, 1, -1, -1/2).

Solución

De las combinaciones dadas, las correctas son: **la b)** → (3, 2, 1, +1/2) y **la d)** → (2, 1, -1, -1/2).

Las otras dos combinaciones no son posibles (a y c).

15 Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos (*n, l,* m_l *y* m_s), justificar si son o no correctos: *a)* (2, 1, 0); *b)* (5; 5; -2); *c)* (2, 1, 2); *d)* (0, 0, 0); *e)* (5, 4, 5):

Solución

a) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 0) es **correcto.**

b) El conjunto de números cuánticos (5; 5; -2) es **incorrecto.**

c) El conjunto de números cuánticos (2, 1, 2) es **incorrecto**.

d) El conjunto de números cuánticos (0, 0, 0) es **incorrecto**.

e) El conjunto de números cuánticos (5, 4, 5) es **incorrecto**.

16 Justifique si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: *a)* (3, -1, 1, -½); *b)* (3, 2, 0, +½); *c)* (2, 1, 2, +½); *d)* (1, 1, 0, -½).

Solución

a) La combinación de números cuánticos (3, –1, 1, -½); **no es correcta**.

b) La combinación de números cuánticos (3, 2, 0, +½); **si es correcta**.

c) La combinación de números cuánticos (2, 1, 2, ½); **no es correcta**.

d) La combinación de números cuánticos (1, 1, 0, -½); **no es correcta**.

17 ¿Cuántos números cuánticos se necesitan para determinar un orbital? ¿Cuántos para determinar el estado cuántico de un electrón?

Solución

Un orbital queda determinado por los tres números cuánticos: *n*, *l* y m_l, en cambio un electrón necesita un cuarto número cuántico, el de espin, m_s.

18 ¿Cuántos orbitales tiene un átomo en el cuarto nivel de energía?

Solución

$$n^2 = 4^2 = \textbf{16 orbitales}$$

19 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La forma de un orbital viene determinada por el número cuántico principal, *n*.

b) Los orbitales *s* tienen forma esférica.

c) La energía de un orbital depende del número cuántico magnético.

Solución

a) **Falsa.**

b) **Verdadera.**

c) **Falsa.**

20 De las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l, m_l y m_s) para un electrón, señale la que NO es correcta. Justificar la respuesta: *a)* (3, 3, -1, +1/2); b*)* (2, 1, 0, +1/2); *c)* (2, -1, -1, -1/2); *d)* (3, 2, 1, -1/2).

Solución

El apartado **a) no es correcta**, y **c) tampoco es correcta**. Luego la b) y la d) son las únicas correctas.

21 Indicar cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas, explicando brevemente por qué unas lo son y otras no. Un orbital atómico es:

a) Una zona del espacio en la que se encuentran dos electrones.

b) Una zona del espacio en la que se encuentra un electrón.

c) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para cualquier átomo.

d) Una función matemática que es solución de la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.

Solución

a) No es correcta.

b) Es correcta.

c y d) No son correctas.

22 ¿Es correcta la configuración electrónica $1s^4$ para el átomo del elemento Berilio, $Z = 4$? Razone su respuesta.

Solución

De acuerdo con el Principio de exclusión de Pauli, la configuración electrónica $1s^4$ **es errónea**, pues habría electrones con idénticos números cuánticos. La correcta sería: **$1s^2$ $2s^2$.**

23 Según el Principio de exclusión de Pauli ¿cuántos electrones puede haber en el nivel $n = 3$ de un átomo?

Solución

El número máximo de electrones con $n = 3$ en un átomo son **18 electrones.**

24 Escribir la combinación o combinaciones de números cuánticos correspondientes a: *a)* un electrón 1*s* y *b)* un electrón 4*f*. Razone su respuesta.

Solución

a) Un electrón 1*s* → **(1, 0, 0, +1/2) (1, 0, 0,-1/2).**

b) Un electrón 4*f*:

(4, 3, -3, +1/2) (4, 3, -2, +1/2) (4, 3, -1, +1/2) (4, 3, 0, +1/2) (4, 3, 1, +1/2) (4, 3, 2, +1/2) (4, 3, 3, +1/2)

(4, 3, -3, -1/2) (4, 3, -2, -1/2) (4, 3, -1, -1/2) (4, 3, 0, -1/2) (4, 3, 1, -1/2) (4, 3, 2, -1/2) (4, 3, 3, -1/2)

25 Determinar los valores de los números cuánticos del electrón situado en un orbital 4*s*.

Solución

Los números cuánticos de un electrón situado en un orbital 4*s* son: $n = 4$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \pm 1/2$.

26 ¿Cómo puede transformarse un electrón 2*s* en un electrón 3*s*? ¿Qué sucede cuando un electrón 3*s* pasa a ser un electrón 2*s*?

Solución

Los electrones normalmente ocupan los niveles de menor energía. Mientras un electrón se mueve en un nivel determinado, no absorbe ni emite energía. Para pasar del nivel 2*s* al 3*s* el átomo tiene que absorber o recibir energía. Al caer un electrón de un nivel energético superior 3*s* a uno inferior 2*s* libera o emite energía que se manifiesta en forma de radiación de frecuencia. Los saltos de electrones entre niveles energéticos diferentes están cuantizados.

27 Considere las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental: *a)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$; *b)* $1s^2\ 2s^3$; *c)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ y *d)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.

b) Deduzca la valencia de los elementos cuya configuración sea correcta.

Solución

a) **Sólo cumplen el principio de exclusión de Pauli las configuraciones c) y d)**.

b) Las valencias serán:

En la tercera c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ → **valencia -1**.

En la cuarta d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ → **valencia +1**.

28 Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Según el principio de máxima multiplicidad de Hund, los electrones que ocupan orbitales de la misma energía lo hacen de forma que haya el menor número de ellos desapareados.

b) Para poder ocupar el mismo orbital los electrones deben tener los mismos espines.

c) Un electrón en un átomo está caracterizado por los cuatro números cuánticos.

Solución

a) **Falsa.**

b) **Falsa.**

c) **Verdadera.**

29 Hallar los números cuánticos correspondientes al electrón de notación $4d^6$.

Solución

Los números cuánticos del electrón de notación $4d^6$ son: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = -2$, $m_s = +1/2$).

30 Determinar los valores de los números cuánticos del electrón situado en el orbital 3s con una orientación positiva.

Solución

Los números cuánticos del electrón de notación $3s$ son: $n = 3$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = +1/2$.

31 *a)* ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona más información acerca del átomo: ^{23}Na o $_{11}Na$? ¿Por qué? *b)* Indique los números cuánticos que definen el orbital que ocupa el electrón diferencial del $_{33}As$. *c)* Si el átomo de $_{33}As$ gana tres electrones, ¿cuál será la configuración electrónica del ion resultante?

Solución

a) **El símbolo que ofrece más información es $_{11}Na$**.

b) El electrón diferenciador se encuentra en un orbital $4p$ al que le corresponden los siguientes valores de los números cuánticos: **orbital $4p$: $n = 4$; $l = 1$; $m_l = (0, +1, -1)$ y $m_s = +1/2$.**

c) Si el átomo $_{33}As$ gana tres electrones, consigue una configuración electrónica: **$3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$** (configuración abreviada de la última capa).

32 Dadas las configuraciones electrónicas siguientes, justificar cuáles son aceptables como configuración electrónica en el estado fundamental, cuáles lo son como configuración electrónica excitada y cuáles son prohibidas.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$; *b)* $1s^2\ 2s^2\ 3d^1$; *c)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$; d) $7d^2$; *e)* $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$

Solución

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $\rightarrow$ Esta configuración electrónica corresponde a un **estado fundamental**.

b) $1s^2\ 2s^2\ 3d^1$ → Esta configuración electrónica corresponde a un **estado excitado**.

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$ → Esta configuración electrónica corresponde a un **estado no permitido**.

d) $7d^2$ → Esta configuración electrónica corresponde a un **estado excitado**.

e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$ → Esta configuración electrónica corresponde a un **estado excitado**.

33 Escribir la estructura electrónica de los elementos con número atómico 10, 14 y 38; contestar las siguientes cuestiones justificando cada una de las respuestas.

a) ¿A qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento? *b)* ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes? *c)* ¿Cuáles son metales y cuáles no metales? *d)* ¿Cuál el más electronegativo?

Solución

Las configuraciones electrónicas de los elementos dados en su estado fundamental es:

A → Z= 10 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

B → Z= 14 → $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

C → Z= 38 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$

a) Para decir el grupo al que pertenecen se suman los electrones que hay en la última capa, esto es:

   A → Grupo VIII o 18. (Gas noble, Neón).

   B → Grupo IVA o 14. (Grupo del carbono, Silicio).

   C → Grupo IIA o 2. (Alcalino térreo, Estroncio).

b) La valencia más frecuente:

   A → 0

   B → +4 o -4

   C → +2

c) Carácter metálico se mide como la tendencia (mayor o menor) a ceder electrones. El elemento A como es un gas noble no tiene carácter metálico ni no metálico. Metales (ceden), luego es el C y No metales (toman), es el elemento B, aunque tiene comportamiento intermedio, semimetal.

d) Electronegatividad: C < B.

34 Sean A, B, C, D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 20, 35, 38 y 56, respectivamente.

a) Definir afinidad electrónica.

b) Ordenar razonadamente de mayor a menor afinidad.

Solución

a) Se define afinidad electrónica, AE, al cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso.

b) Para ordenarlos debemos conocer sus configuraciones electrónicas. De acuerdo con ellas, será el elemento **B** el que mayor tendencia tenga a adicionar ese electrón para formar la estructura más estable, le seguirá **A** con igual número de capas, luego **C** y por último **D** que es el que se encuentra en el período 6º, es decir: **B > A > C > D**.

35 Los átomos neutros, A, B y C tienen la configuración electrónica siguiente:

A $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$.

B $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

C $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.

De acuerdo con ellas: *a)* indicar el grupo y período en el que se encuentran; *b)* ¿cuál es el de mayor energía de ionización?

Solución

a) Al observar las configuraciones vemos que se trata de elementos representativos, con lo que tenemos directamente el grupo y período a los que pertenecen:

A $\rightarrow$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2\ 2p^1}$: período 2 y grupo 3 (IIIA) (tres electrones en la última capa).

B $\rightarrow$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2\ 2p^5}$: período 2 y grupo 7 (VIIA) (siete electrones en la última capa).

C $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2}$: período 3 y grupo 2 (IIA) (dos electrones en la última capa).

b) El de **menor energía de ionización será C**, que tiene mayor número de capas electrónicas y los electrones estarán menos atraídos.

36 Dados tres elementos del sistema periódico A, B y C, de números atómicos 7, 20 y 35 respectivamente: *a)* escribir sus configuraciones electrónicas; *b)* indicar, razonadamente, los elementos metálicos y no metálicos.

Solución

a) Las configuraciones son las siguientes:

A: Z = 7 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$.

B: Z = 20 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^2$.

C: Z = 35 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^5$.

b) El elemento **B**, es un metal y corresponde a un metal alcalinotérreo, ya que sólo tiene dos electrones de valencia, en un orbital tipo *s*. El elemento **C**, pertenece al grupo de los halógenos, se trata pues, de un no metal típico (todos los halógenos tienen un acusado carácter no metálico).Y el elemento de número atómico 7, pertenece al 2.º período (pues su última capa es la 2.ª), es el nitrógeno, el cual posee carácter no metálico.

37 Los átomos neutros, X, Y Z tienen la configuración electrónica: A $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^1$; B $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^5$; C $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2$. *a)* Indique el grupo y período en el que se encuentran; *b)* ordénelos de menor a mayor electronegatividad.

Solución

a) Al observar las configuraciones vemos que se trata de elementos representativos, con lo que tenemos directamente el grupo y período a los que pertenecen.

A $\rightarrow$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{p^1}$; período 2 y grupo 3 ó IIIA.

B $\rightarrow$ $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{p^5}$; período 2 y grupo 7 ó VIIA.

C $\rightarrow$ $1s^2$ $2s^2$ p^6 $\mathbf{3s^2}$: período 3 y grupo 2 ó IIA.

b) El orden creciente de electronegatividad siguiente: **C < A < B**.

38 Sean A, B, C, D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 20, 12, 17 y 37, respectivamente: *a)* definir afinidad electrónica; *b)* ordenarlos, razonadamente, de mayor a menor afinidad.

Solución

a) Se define afinidad electrónica, AE, al cambio de energía que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso.

b) Para poder ordenarlos debemos conocer sus configuraciones electrónicas. Teniendo en cuenta éstas, el elemento C será el que mayor tendencia tenga a adicionar ese electrón para formar la estructura más estable, le seguirá B con igual número de capas, luego A y por último D que es el que se encuentra en el período 5º, es decir: **C > B > A > D**.

39 Tenemos A, B, C, D, cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 17, 18, 19 y 20, respectivamente: *a)* escribir sus configuraciones electrónicas; *b)* indicar, razonadamente, a qué grupo y período pertenecen; *c)* indicar, razonadamente, cuál es el elemento de mayor afinidad electrónica.

Solución

a) Teniendo en cuenta el orden creciente de los orbitales:

A: Z = 17 $\rightarrow$ $1s^2$ $2s^2$ p^6 $\mathbf{3s^2}$ $\mathbf{p^5}$.

B: Z = 18 $\rightarrow$ $1s^2$ $2s^2$ p^6 $\mathbf{3s^2}$ $\mathbf{p^6}$.

C: Z = 19 $\rightarrow$ $1s^2$ $2s^2$ p^6 $\mathbf{3s^2}$ $\mathbf{p^6}$ $\mathbf{4s^1}$.

D: Z = 20 $\rightarrow$ $1s^2$ $2s^2$ p^6 $3s^2$ p^6 $\mathbf{4s^2}$.

b) Periodo Grupo al que pertenecen:

A: Z = 17 $\rightarrow$ período 3.° y grupo 17. Se trata de un halógeno, el Cloro.

B: Z = 18 $\rightarrow$ período 3.° y grupo 18. Se trata de un gas noble, el Argón.

C: Z = 19 $\rightarrow$ período 4.° y grupo 1. Se trata de un alcalino, el Potasio.

D: Z = 20 $\rightarrow$ período 4.° y grupo 2. Se trata de un alcalino-térreo, el Calcio.

c) De todos los elementos, sólo el elemento Z = 17 va a captar un electrón, porque los elementos de Z = 19 y 20 tienen tendencia a ceder y Z = 18 es un gas noble. Por tanto el de mayor afinidad electrónica es el elemento de **A**, Z = 17, el cloro.

40 Tenemos tres elementos del sistema periódico A, B y C, de números atómicos 9, 19 y 35 respectivamente: *a)* escribir sus configuraciones electrónicas; *b)* determi-

nar el grupo y período a los que pertenecen; *c)* ordenarlos en orden creciente de su electronegatividad.

Solución

a) Las configuraciones son las siguientes:

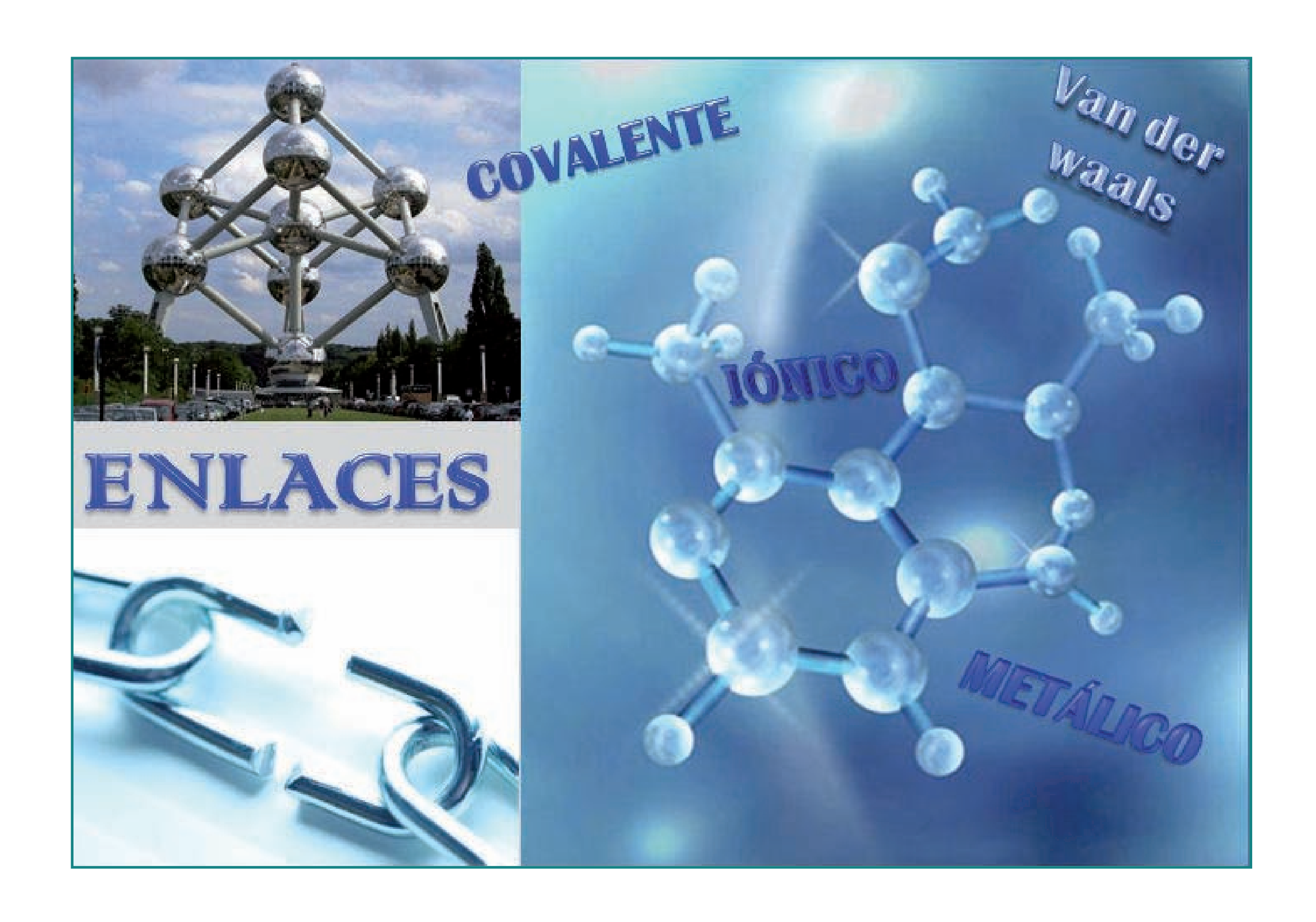
A: Z = 9 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^5$.
B: Z = 19 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ 4s^1$.
C: Z = 35 $\rightarrow$ $1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^2\ p^5$.

b) El elemento A pertenece al grupo 7 ó VIIA (halógenos), y al 2.º período.

El elemento B pertenece al grupo de IA (alcalinos), y al 4.º período.
El elemento C pertenece al grupo VIIA (halógenos), y al 4.º período.

c) El orden creciente de electronegatividad: **B < C < A.**

TEMA 5
El enlace químico



Contenidos

- — Por qué se forma el enlace químico. Consideraciones energéticas.
- — Tipos de enlace:
  - Enlace iónico. Ciclo de Born Haber. Valencia iónica. Propiedades.
  - Enlace covalente. Enlace covalente coordinado. Introducción de la teoría de enlace de valencia. Valencia covalente. Propiedades.
  - Enlace metálico.
  - Fuerzas de Van der Waals o Fuerzas intermoleculares.
  - Enlace de hidrógeno.
- — Electrolitos y no electrólitos.

Objetivos

- — Explicar por qué se ha creado una teoría de enlaces.
- — Explicar por qué se crea un enlace desde la óptica energética
- — Razonar la formación de un enlace iónico.
- — Explicar por qué los compuestos iónicos son sólidos cristalinos en su estado normal.
- — Definir el concepto de energía reticular y su cálculo mediante el ciclo de Born Haber.
- — Determinar qué iones formarán los elementos más importantes del sistema periódico.
- — Describir las propiedades de los compuestos iónicos.
- — Interpretar, en una primera aproximación, la formación de los enlaces mediante la regla del octeto.
- — Exponer la teoría de Lewis de formación de los enlaces covalentes por compartición de electrones.
- — Describir la formación de enlaces covalentes simples, dobles y triples y representar las moléculas según las estructuras de Lewis.
- — Describir la formación del enlace covalente coordinado y los términos del dador y del aceptor.
- — Explicar las causas y los efectos de la polaridad de los enlaces covalentes.
- — Describir las propiedades de los compuestos covalentes.
- — Exponer el fundamento de las teorías mecano-cuánticas para el enlace covalente y las ideas básicas de la teoría de orbitales atómicos o de enlace de valencia.
- — Explicar la naturaleza del enlace metálico mediante la teoría del mar de electrones.
- — Describir las Fuerzas Intermoleculares o de Van der Waals, su naturaleza y sus distintos tipos.
- — Explicar las condiciones para que se formen enlaces de hidrógeno entre las moléculas.
- — Describir las propiedades de los compuestos metálicos.
- — Diferenciar entre compuestos electrolitos y no electrolitos.

Introducción

Hemos visto que la materia está formada por átomos y que éstos, están formados por protones, neutrones y electrones. A excepción de los gases nobles los átomos se combinan para dar lugar a compuestos químicos. Hay compuestos gaseosos, líquidos y sólidos, los hay tóxicos e inocuos, mientras que otros son altamente beneficiosos para la salud. Las propiedades de cada compuesto dependen del tipo de elemento químico que lo forman, el modo cómo se enlazan (tipo de enlace químico), la forma y geometría de los agregados atómicos (moléculas) y de como estos interactúan entre si.

En 1916, el químico alemán Walther Kossel (Figura 1) expuso que en las reacciones químicas ocurren pérdida y ganancia de electrones por parte de los átomos, y por ello estos adquieren la configuración electrónica de un gas noble. Sin duda Kossel se refería al enlace iónico, y por lo tanto a los compuestos iónicos.



Figura 1. Walther Kossel (1888-1956).

En 1923, Gilbert N. Lewis (Figura 2) plantea su **teoría de enlace por pares de electrones** y anuncia que el octeto se logra por medio de compartición de electrones. Entonces a Kossel lo podemos considerar como el padre del enlace iónico, y a Lewis el padre del enlace covalente.

En la actualidad, la mecánica cuántica describe muy bien a los átomos y estructura electrónica de los mismos; pero la situación en la molécula es muy diferente debido a la mayor complejidad de esta, el aparato matemático es mucho mas difícil de formular y los resultados menos fáciles de obtener e interpretar.

Hoy en día, los químicos disponen de métodos de cálculo y de técnicas experimentales muy sofisticadas que permiten conocer con exactitud la forma, geometría y dimensiones de las moléculas.

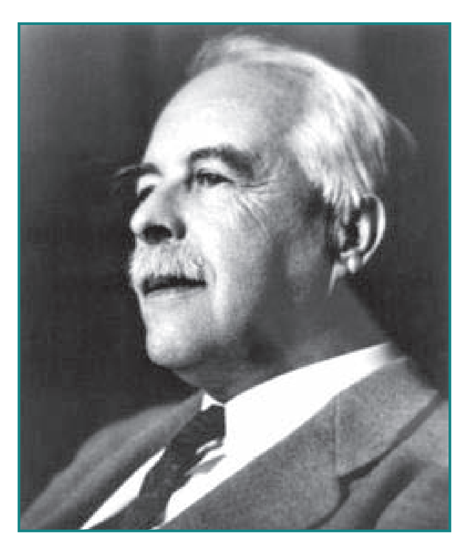


Figura 2. Gilbert N. Lewis (1875-1946).

Se denomina enlace químico a las fuerzas atractivas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos. En el enlace químico juega un papel decisivo la configuración electrónica del nivel

más externo de los átomos, **nivel o capa de valencia,** como se muestra en la Figura 3, ya que de ella depende el tipo de enlace que formen. Los enlaces se clasifican, de forma sencilla y teórica en: a) *enlace iónico,* formados por transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro, b) *enlace covalente*, que aparecen cuando se comparte uno o más pares de electrones entre dos átomos, c) *enlace metálico.* Además existen otras fuerzas, generalmente entre átomos de distintas moléculas, conocidas como *fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.*

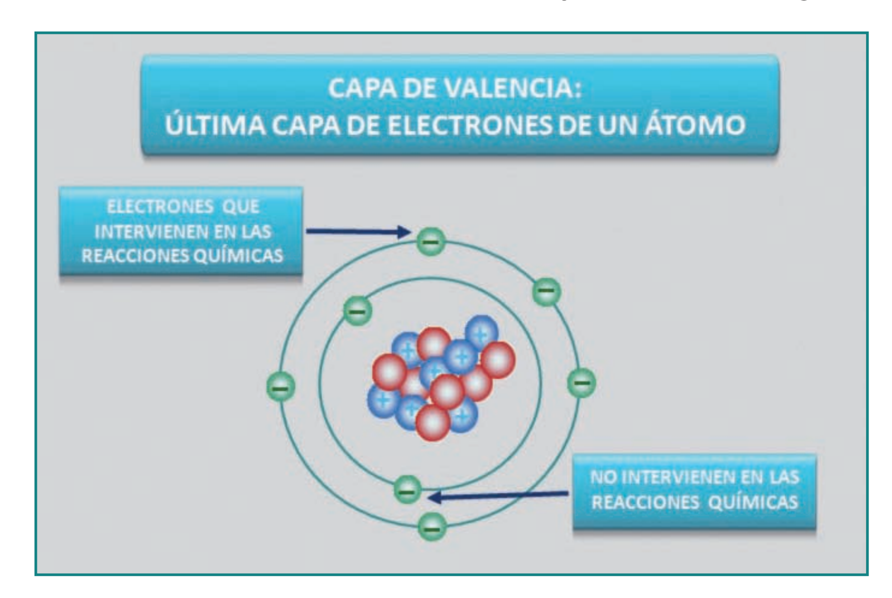


Figura 3. Nivel o capa de valencia.

Desarrollo de los contenidos

1. POR QUÉ SE FORMA EL ENLACE QUÍMICO: CONSIDERACIONES ENERGÉTICAS

El enlace químico es el responsable de la unión estable entre dos o más átomos. Todo proceso natural tiende a estabilizarse de manera espontánea, es decir, tiende a conseguir un estado de mínima energía. El enlace químico tiene lugar porque el compuesto químico formado es más estable que los átomos por separado. Además este compuesto tiene propiedades y características diferentes, en mayor o menor grado, a los átomos por separado.

Cuando la disminución de energía, al pasar de los átomos por separado al compuesto químico, es superior a 10 Kcal/mol de átomos, se dice que se ha producido un enlace químico.

A partir de las teorías de Kossel y Lewis en su regla del octeto: los átomos forman enlaces perdiendo, ganando o compartiendo los electrones de valencia necesarios para alcanzar las configuraciones electrónicas externas de los gases nobles (se llama octeto porque todos los gases nobles, excepto el helio, tienen ocho electrones externos).

Actualmente se han creado teorías de enlace más complejas y elaboradas, mediante tratamientos mecánico cuánticos. Pero la regla del octeto, aunque sea una regla de carácter general, con bastantes excepciones, en una primera aproximación nos proporciona una justificación sencilla de cómo se forman y se clasifican los enlaces químicos.

1.1. Consideraciones energéticas

Como se ha dicho, los átomos se unen formando sustancias compuestas con la finalidad de aumentar su estabilidad. Una forma para visualizar la formación y las características energéticas de los enlaces químicos son las denominadas curvas de Morse, que muestran la variación de energía que experimenta un sistema formado por dos átomos en función de la distancia que los separa y de las fuerza de interacción que surgen entre ellos.

Como se muestra en la Figura 4, si dos átomos están los suficientemente separados podemos suponer que no ejercen entre sí ninguna influencia mutua y podemos considerar que el contenido energético es nulo. A medida que se van aproximando poco a poco, empieza a ponerse de manifiesto la existencias de **fuerzas atractivas** (que son de largo alcance) de un núcleo de un átomo a la nube electrónica de otro

átomo. Lo que produce una disminución energética que estabiliza el sistema. A medida que disminuye la distancia interatómica, esa situación se acentúa hasta que comienzan a interaccionar las nubes electrónicas entre sí mediante **fuerzas repulsivas**, cuyo efecto es más intenso a distancias cortas. Entonces el sistema se desestabiliza progresivamente al aumentar su energía de manera considerable.

Se obtiene la curva de estabilidad energética mediante la representación gráfica del resultado conjunto de las dos interacciones atractiva y repulsiva respectivamente. En la Figura 4 se observa que existe una **distancia de máxima estabilidad**, también denominada **distancia de enlace**. Esta distancia tiene un valor energético mínimo, denominada **energía de enlace,** que corresponde a la energía que se desprende en la formación de dicho enlace a partir de los átomos por separado.

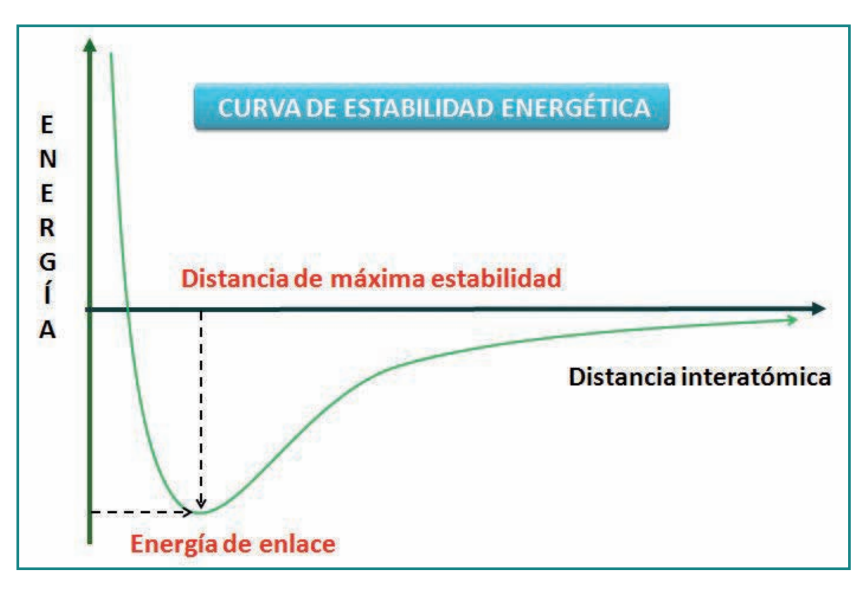


Figura 4. Energía de la molécula en función de la distancia interatómica.

Una molécula será más estable cuanto mayor sea la energía de enlace en valor absoluto y, por tanto, cuanto más profundo sea el mínimo de la curva de estabilidad.

Energía de enlace. La energía que se desprende en la formación de un enlace a partir de los átomos por separado.

Sin embargo, no siempre al aproximar dos átomos se forma una curva de estabilidad. Existen casos en los que se observa la formación de una curva de inestabilidad, que nos indica que las características de dichos átomos son tales que no dan lugar a la formación de un compuesto químico estable, sino que tienden a separarse de manera espontánea. Por este motivo se justifica el que no existan todos los compuestos químicos que podamos suponer por mera combinación de los átomos existentes.

2. TIPOS DE ENLACE: ENLACE IÓNICO. ENLACE COVALENTE. ENLACE METÁLICO. FUERZAS DE VAN DER WAALS. ENLACE DE HIDRÓGENO

En la formación de un compuesto químico se produce una redistribución electrónica, los electrones que intervienen en el enlace dejan de estar sometidos a la in-

fluencia exclusiva del átomo al que pertenecían y pasan a la influencia de otro átomo o de dos o más átomos a la vez.

De esta manera tiene lugar la formación de distintos tipos de enlace:

— Enlace iónico.

— Enlace covalente.

— Enlace metálico.

— Fuerzas de Van der Waals.

— Enlace de hidrógeno.

Los tres enlaces más representativos se muestran en la Figura 5 son: el iónico como el cloruro de sodio; el covalente que presenta la opción de formación de sustancias moleculares como la molécula de azufre, o bien la opción de sólido atómico como el diamante; el metálico que da lugar a sólidos metálicos como el titanio.

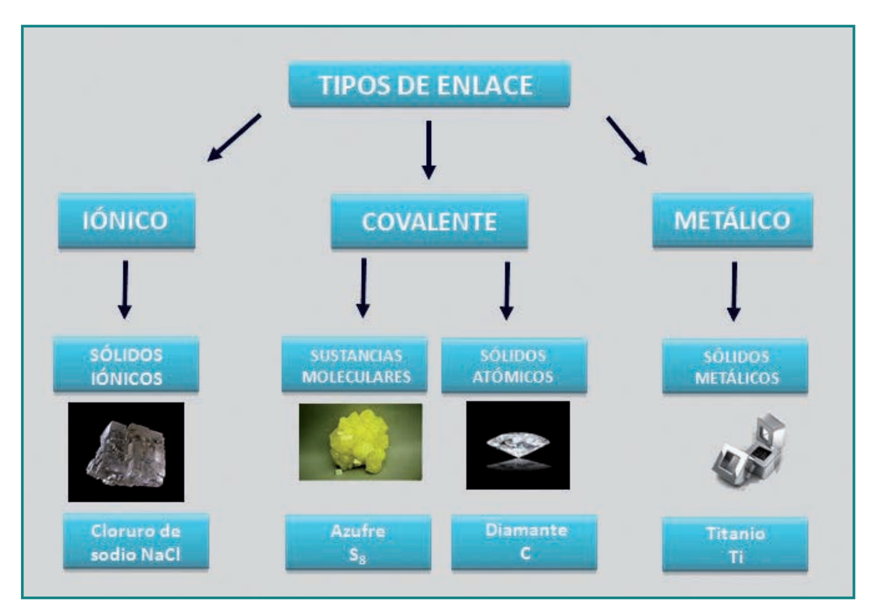


Figura 5. Tipos de enlace más representativos.

2.1. Enlace iónico

El enlace iónico tiene lugar entre elementos de electronegatividad muy diferente, es decir, entre un metal y no metal. Se caracteriza por una transferencia completa de electrones de un elemento metálico a otro elemento no metálico generando los correspondientes iones. La atracción electrostática entre iones de signo contrario es el origen del enlace. El ejemplo más habitual de compuesto con este tipo de enlace es el cloruro de sodio.

El sodio es un elemento muy electropositivo y el cloro muy electronegativo. Cuando se les pone en contacto reaccionan desprendiendo energía según la reacción

$$Na + \frac{1}{2} Cl_2 \rightarrow NaCl + \text{energía}$$

Como el sodio es un elemento que posee un electrón en la última capa y el cloro dispone de siete electrones, se interpreta la formación del cloruro de sodio por la

transferencia de un electrón del sodio al cloro (Figura 6), adquiriendo ambos iones la configuración electrónica del correspondiente gas noble (regla del octeto). No obstante, el balance energético de estos dos procesos es desfavorable, por lo que se debe considerar otros dos factores: *a)* que al aproximar sendos iones hasta la distancia con que se formaría el cristal la energía electrostática del sistema sería inferior que al estar alejados; *b)* estos compuestos dan lugar a la formación del cristal iónico, desprendiéndose una energía elevada porque cada ion está rodeado de varios iones de signo contrario.

Enlace iónico. Se caracteriza por la transferencia de electrones del elemento electropositivo al elemento electronegativo con la formación de los respectivos iones.

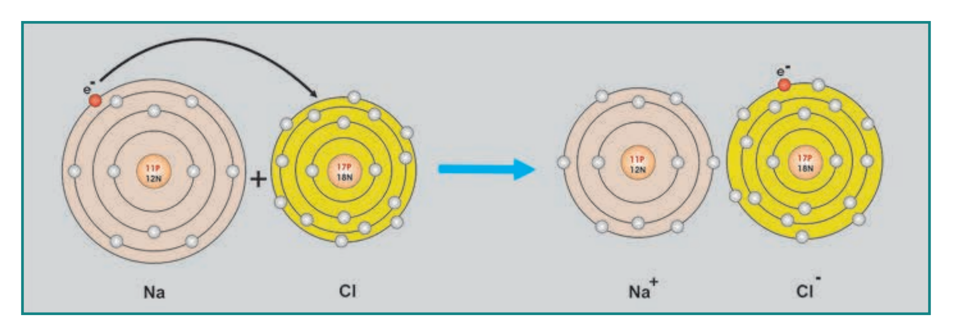


Figura 6. Enlace iónico del ClNa.

Es importante señalar que los compuestos iónicos son sólidos cristalinos y no se puede considerar la presencia de moléculas. El mismo cristal es una enorme molécula o macromolécula, constituida por un gran número de iones de signo contrario (Figura 7). La geometría de la red depende del tamaño relativo de los iones y de su carga.

La fórmula química de un compuesto iónico nos indica la relación en la que se encuentran los iones en la red cristalina.

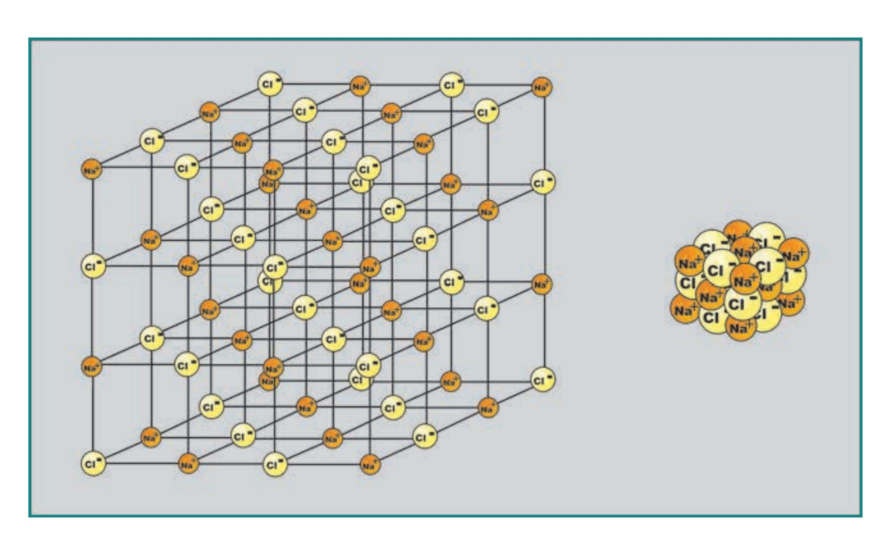


Figura 7. Cristal de ClNa.

El proceso en el cual los iones que se encuentran en estado gaseoso, a una distancia muy grande, pasan a formar parte de una **red cristalina sólida** tiene lugar mediante un desprendimiento de energía denominada **energía reticular o de red**. El valor de la energía liberada es característico de cada compuesto iónico, depende de distintos factores, calculándose por métodos indirectos a través del **ciclo de Born-Haber**.

2.1.1. Ciclo de Born-Haber

El cálculo de la energía reticular lleva consigo el balance energético debido a las interacciones electrostáticas que surgen al aproximar todos los iones hasta sus posiciones en el cristal:

— Fuerzas de atracción entre los iones de carga opuesta.

— Fuerzas de repulsión entre los iones de carga del mismo signo.

La intensidad de estas fuerzas depende de la carga total de los iones y de sus distancias respectivas. Sin embargo el cálculo de la energía reticular por este método es complejo, porque intervienen interacciones entre los núcleos y los electrones adyacentes y, además sobre cada ion ejercen su acción no sólo los iones contiguos, sino todos los iones del cristal iónico.

Otro método de cálculo de la **energía reticular** es a través de un método indirecto: el **ciclo de Born-Haber**. Se trata de aplicar la **Ley de Hess** al proceso de formación de un cristal iónico. Esta ley, que se trata en el tema siguiente de Termodinámica química, se puede expresar de la siguiente manera: *la entalpía de cualquier proceso es independiente del camino seguido, dependiendo sólo de los estados inicial y final*.

Esta ley se aplica a la formación de un cristal iónico a partir de los elementos correspondientes en condiciones estándar (P = 1 atm, T = 298K, forma física más estable).

En el cloruro de sodio sus elementos en condiciones estándar serían: el sodio en estado sólido y monoatómico, y el cloro, como gas en forma de moléculas diatómicas.

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2} Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)} + \Delta H^{o}_{f}$$

Donde el término, ΔH^{o}_{f} , representa la entalpía o calor de formación a presión constante de cloruro de sodio a partir de sus elementos en condiciones estándar.

La energía reticular, U, es la energía desprendida en la formación de un cristal iónico a partir de sus iones, en estado gaseoso y situados a una distancia infinita:

$$Na^{+}_{(g)} + Cl^{-}_{(g)} \rightarrow NaCl_{(s)} + U$$

Según la ley de Hess, la energía implicada sería la misma si el cloruro de sodio se formase directamente, o bien por una serie de procesos intermedios en los que primero se originasen los correspondientes iones sodio y cloruro. Para ello, primeramente habría que disociar la molécula de cloro en sus átomos gaseosos y romper la estructura metálica del sodio a átomos en estado gaseoso:

$$Cl_{2(g)} + 1/2Ed \rightarrow Cl_{(g)}$$

$$Na_{(s)} + Es \rightarrow Na_{(g)}$$

Donde Ed es la energía de disociación de la molécula de cloro; y Es es la energía de sublimación del sodio. En ambos casos es una energía que se debe aportar al sistema.

Por último, se han de convertir los átomos gaseosos en iones:

$$Cl_{(g)} + e^{-} \rightarrow Cl^{-}_{(g)} + E_{A}$$

$$Na_{(s)} - e^{-} + E_{I} \rightarrow Na^{+}_{(g)}$$

Donde E_A es la afinidad electrónica de cloro; y E_I es la energía de ionización del sodio. En el primer caso es una energía liberada y en el segundo una energía que se ha de aportar al sistema.

$$\Delta H^o_f = Es + ½\ Ed + E_I + E_A + U$$

$$U = \Delta H^o_f - Es - ½\ Ed - E_I - E_A$$

Como todos los valores de ΔH^o_f, Es, Ed, E_I, E_A están tabulados se puede calcular la correspondiente energía reticular a partir de la anterior expresión. Para el cloruro de sodio la energía reticular vale 748 kJ/mol en valor negativo.

La Figura 8 muestra el ciclo de Born-Haber para el proceso de formación del cloruro de sodio a partir de sus elementos, donde se ha aplicado la ley de Hess para establecer la relación de la entalpía de formación con la energía reticular.

Los valores de las energías reticulares son siempre negativos. El valor absoluto de la U aumenta fundamentalmente cuando aumenta la carga neta de los iones. Para un mismo ión, también aumenta, a igual carga neta, a medida que disminuye el tamaño del correspondiente contraión, debido a que la distancia entre iones disminuye y la fuerza de atracción se hace más intensa.

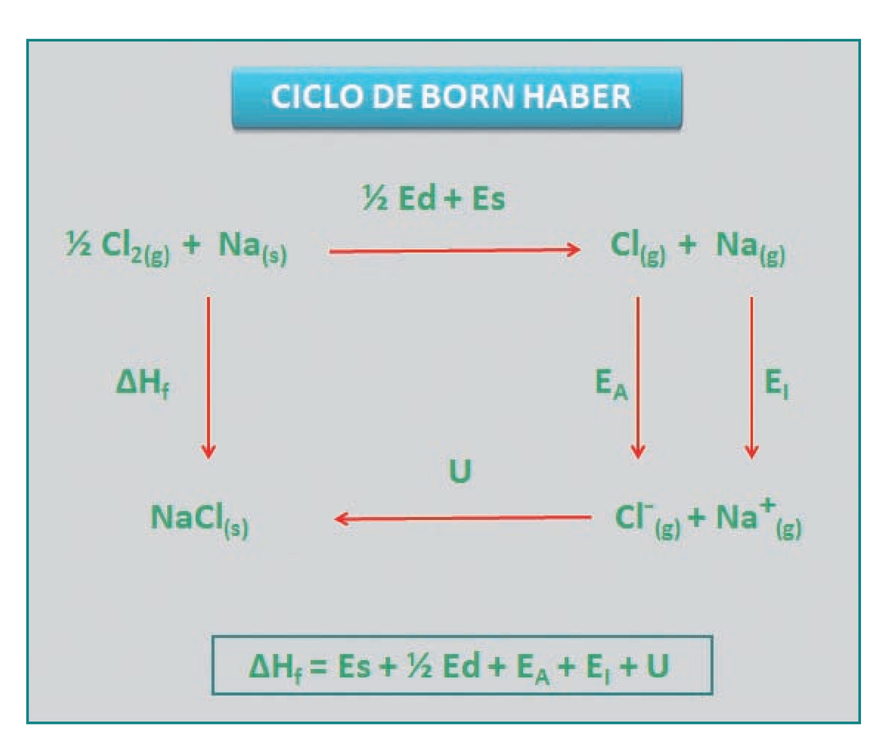


Figura 8. Ciclo de Born-Haber para el cloruro de sodio.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Ordena de menor a mayor energía reticular las siguientes sales: NaF, NaI, NaCl, NaBr.

Solución

Para un mismo ion, a igual carga neta, a medida que disminuye el tamaño del correspondiente contraión, la energía reticular aumenta debido a que la distancia entre iones disminuye y la fuerza de atracción se hace más intensa.

$$NaI < NaBr < NaCl < NaF$$

Ejercicio 2

La energía reticular del NaF es de 214 kcal/mol en valor absoluto y del MgO es de 940 kcal/mol también en valor absoluto. Justifica esta variación.

Solución

La energía reticular de un compuesto iónico aumenta en valor absoluto con la carga de los iones. El ion sodio y el ion flúor tienen carga +1 y -1, respectivamente; el ion magnesio y el ion oxígeno tienen carga +2 y -2, respectivamente. Por tanto, la energía reticular debe ser mayor en valor absoluto en el óxido de magnesio que en el fluoruro de sodio.

2.1.2. Valencia iónica

La valencia iónica con la que intervienen los elementos al formar un compuesto iónico, nos determina la capacidad de los átomos para perder o ganar electrones y formar los correspondientes iones, adquiriendo una configuración electrónica estable. Los no metales pueden dar lugar a aniones, iones negativos, mono (halógenos) o divalentes (anfígenos), formando difícilmente aniones trivalentes (nitrogenoides). Los metales dan lugar a cationes, iones positivos, con una estructura electrónica, en general, de gas noble (alcalinos y alcalino-térreos); sin embargo en el caso de los metales de transición que disponen de orbitales *d* ocupados se generan estructuras electrónicas con orbitales de subniveles, *s* y *d*, llenos, semilleros o vacíos.

Tabla 1. Valencia iónica de algunos elementos químicos.

Elemento	Configuración electrónica	Valencia iónica	Elemento	Configuración electrónica	Valencia iónica
H	$1s^1$	+1, -1	**P**	[Ne] $3s^2 3p^3$	-3
He	$1s^2$	0	**S**	[Ne] $3s^2 3p^4$	-2
Li	[He]$2s^1$	+1	**Cl**	[Ne] $3s^2 3p^5$	-1
N	[He] $2s^2 2p^3$	-3	**Ar**	[Ne] $3s^2 3p^6$	0
O	[He] $2s^2 2p^4$	-2	**Fe**	[Ar] $4s^2 3d^6$	+2, +3
F	[He] $2s^2 2p^5$	-1	**Zn**	[Ar] $4s^2 3d^{10}$	+2
Na	[Ne]$3s^1$	+1	**Ag**	[Kr] $5s^1 4d^{10}$	+1
Mg	[Ne]$3s^2$	+2	**Sn**	[Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^2$	+2, +4
Al	[Ne]$3s^2 3p^1$	+3	**La**	[Xe]$5d^1 6s^2$	+3

En la Tabla 1 se muestran las valencias iónicas de algunos elementos químicos metálicos que se pueden justificar a partir de la configuración electrónica del átomo neutro.

Cuando un elemento pierde uno o más electrones su tamaño disminuye a medida que aumenta su carga eléctrica positiva; mientras que si un elemento gana uno o más electrones su tamaño aumenta a medida que aumenta su carga negativa.

Si se comparan especies químicas isoelectrónicas, mismo número de electrones, será más pequeña aquella que posea un mayor número de protones en el núcleo porque atrae con más fuerza al mismo número de electrones.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Ordena las siguientes especies químicas en orden creciente a su tamaño:

Ar (Z = 18), K^+ (Z = 19), Ca^{2+} (Z = 20), Cl^- (Z = 17), S^{2-} (Z = 16).

Solución

Nos damos cuenta que las cinco especies químicas son isoelectrónicas, es decir tienen el mismo número de electrones (18). Será más pequeña aquella que posea un mayor número de protones en el núcleo porque atraerá con más fuerza a los electrones. Así el orden de menor a mayor será:

$$Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$$

Ejercicio 2

Justifica que el átomo de cinc tiene valencia iónica +2.

Solución

A partir de su configuración electrónica (Tabla 1) deducimos que al perder los dos electrones del orbital 4s queda con la configuración electrónica [Ar] $4s^0$ $3d^{10}$, muy estable, al tener el subnivel 3d completo.

Ejercicio 3

Justifica que el átomo de hierro tiene valencia iónica +2, +3.

Solución

La configuración electrónica del hierro (Tabla 1), [Ar] $4s^2$ $3d^6$, nos indica que al perder dos electrones queda con el orbital 4s vacío, y si pierde el tercero queda con el orbital $3d^5$ semilleno, una estructura más estable que la $3d^6$. Por ello es más frecuente encontrar compuestos de hierro con valencia iónica +3 que con valencia iónica +2.

2.1.3. Propiedades de los compuestos iónicos

Todos los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente, debido a la elevada energía reticular. Presentan alta dureza (resistencia a ser rayados), ya que para rayar el cristal iónico hay que romper muchos enlaces de bastante energía. La dureza aumenta con el valor absoluto de la energía reticular.

Son sólidos frágiles, es decir, se rompen con facilidad cuando se pretende deformarlos mediante fuerzas tangenciales; esto es debido a las intensas fuerzas repulsivas que se originan entre iones del mismo signo al producirse pequeñas dislocaciones en la distribución de los iones en la red cristalina. Puede apreciarse en la Figura 9 la estructura cristalina de un compuesto iónico, alternando las cargas positivas con las negativas; cuando se deforma el cristal se genera unas fuerzas de repulsión electrostática, al coincidir iones del mismo signo, que provoca que el cristal se rompa.

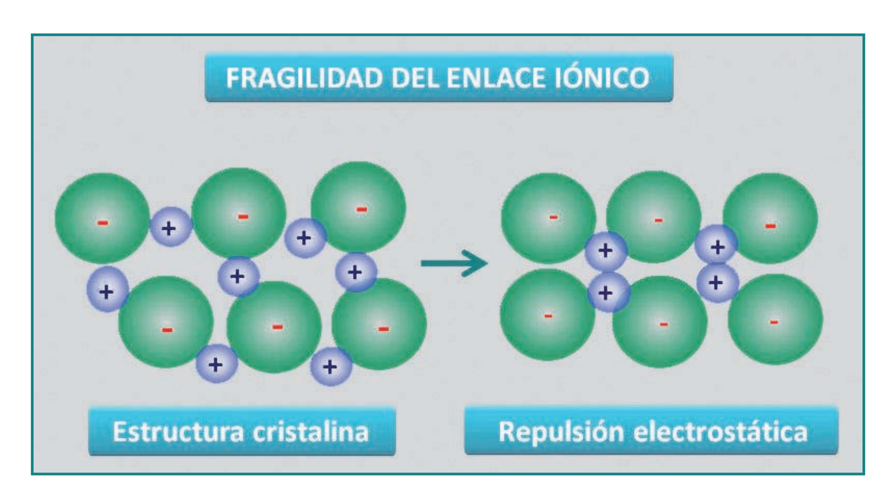


Figura 9. El enlace iónico es frágil.

Presentan elevados puntos de fusión, debido a las intensas fuerzas electrostáticas presentes en el sólido; a mayor valor absoluto de la energía de red mayor temperatura de fusión.

Los puntos de ebullición también son elevados, siendo sustancias poco volátiles, ya que los iones persisten en la masa fundida y, por tanto, las fuerzas electrostáticas siguen siendo intensas (pese a su movilidad relativa).

Son malos conductores de la electricidad en estado sólido, debido a que los iones no pueden desplazarse en la red cristalina.

En estado fundido y en disolución son buenos conductores de la electricidad, ya que cuando la red cristalina se funde o se disuelve en líquidos polares los iones quedan libres para moverse y, así, pueden conducir la electricidad por conducción iónica.

Son muy solubles en disolventes polares, como el agua, debido a que las fuerzas de atracción entre iones se ven muy debilitadas por la alta constante dieléctrica que presentan los disolventes polares.

2.2. Enlace covalente

Lewis propuso que la fuerza de atracción entre dos átomos en una molécula surge de la compartición de un par de electrones entre ambos. Cada par de electrones

compartidos forman un enlace covalente en el que dos electrones son atraídos simultáneamente por ambos núcleos. Además, cada átomo queda con una configuración electrónica de gas noble.

Enlace covalente. Se caracteriza por la compartición de electrones entre elementos no metálicos.

Cuando los átomos de una molécula son iguales, homonucleares, los electrones compartidos son atraídos con igual fuerza por ambos núcleos; sin embargo, en el caso de moléculas heteronucleares los electrones son compartidos con distinta fuerza y surge el concepto de polaridad del enlace, al estar más próximo el par de electrones del átomo más electronegativo.

La estructura de Lewis de un enlace covalente de una molécula muestra los electrones del enlace mediante un segmento.

En la Figura 10 se representan las fórmulas de Lewis de distintas moléculas diatómicas, todas cumplen la regla del octeto.

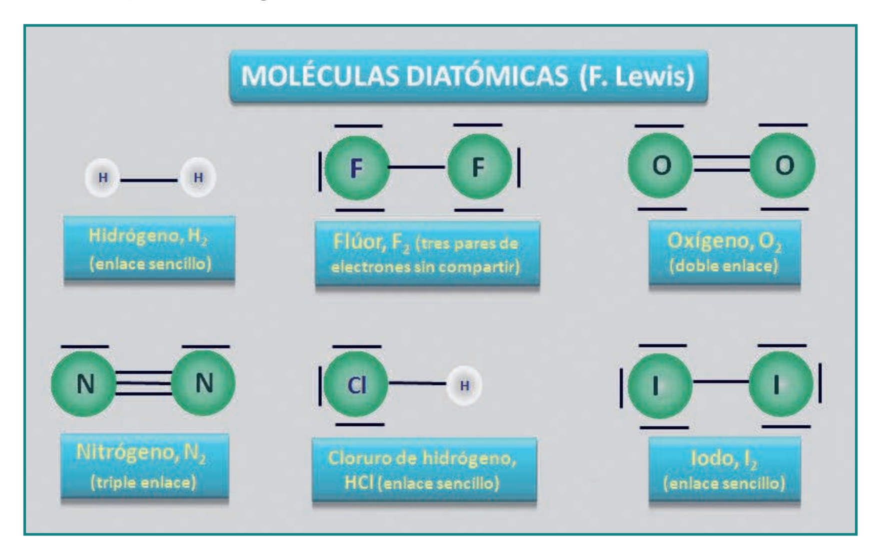


Figura 10. Estructuras de Lewis de moléculas diatómicas.

A continuación se explica la estructura de Lewis de las moléculas de la Figura 10. En la molécula de hidrógeno, cada átomo comparte un electrón, se forma un enlace sencillo, y logra la configuración electrónica del gas noble del helio porque cada átomo de hidrógeno está rodeado de dos electrones.

En la molécula de flúor, cada átomo comparte un electrón, se forma un enlace sencillo y cada átomo está rodeado de tres pares de electrones sin compartir, también denominados pares de electrones solitarios. En conjunto cada átomo de flúor está rodeado de ocho electrones. La molécula de iodo tiene una estructura análoga a la molécula de flúor al pertenecer al mismo grupo.

En la molécula de oxígeno, cada átomo comparte dos electrones, se forma un doble enlace y cada átomo está rodeado de dos pares de electrones sin compartir. En conjunto cada átomo de oxígeno está rodeado de ocho electrones.

En la molécula de nitrógeno, cada átomo comparte tres electrones, se forma un triple enlace y cada átomo está rodeado de un par de electrones sin compartir. En conjunto cada átomo de nitrógeno está rodeado de ocho electrones.

La molécula de cloruro de hidrógeno, el átomo de cloro comparte un electrón y, el átomo de hidrógeno también uno. El átomo de cloro dispone de tres pares de electrones sin compartir.

La energía de un enlace aumenta con el número de pares de electrones que se comparten y nos indica la estabilidad de la molécula. Así la molécula de nitrógeno, con un triple enlace, es más estable que la molécula de oxígeno, con un doble enlace y, ésta a su vez más estable que las moléculas con un enlace sencillo.

Las moléculas formadas por átomos de un mismo elemento, se denominan homonucleares y el enlace covalente se denomina apolar porque ambos átomos atraen con igual fuera al par o pares de electrones que comparten. En el cloruro de hidrógeno el enlace covalente se denomina polar porque el átomo de cloro atrae con más fuerza el par de electrones que comparte.

Cuando el enlace covalente tiene lugar con átomos distintos se forman moléculas heteronucleares y el enlace covalente se denomina polar porque ambos átomos atraen con distinta fuerza al par o pares de electrones que comparten. Se genera un dipolo permanente (separación de cargas) que induce a la molécula propiedades distintas a las moléculas apolares.

En la Figura 11 se representan las fórmulas de Lewis de tres moléculas polares; el fluoruro de hidrógeno, HF, el agua, H_2O y el amoníaco, NH_3, todas ellas disponen de enlace covalente polar y su geometría, en todos los casos, confiere a las citadas moléculas una polaridad permanente. En la citada Figura 11, el símbolo δ representa la carga residual positiva o negativa que dispone cada átomo. El signo positivo corresponde al átomo menos electronegativo del enlace, y el signo negativo al átomo más electronegativo del enlace.

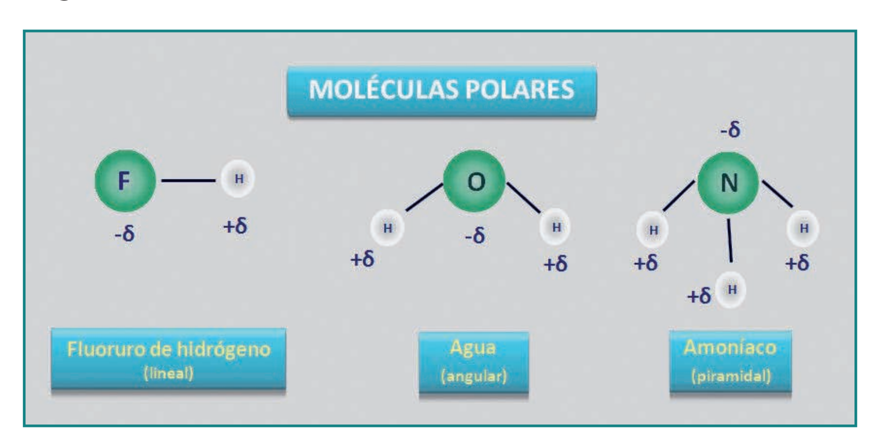


Figura 11. Estructuras de Lewis de moléculas polares. Se han omitido los pases de electrones sin compartir para simplificar la representación.

En la molécula de fluoruro de hidrógeno el átomo de flúor dispone de siete electrones en la última capa. El átomo de flúor dispone de tres pares de electrones sin compartir. La molécula es lineal.

En la molécula de agua el átomo de oxígeno dispone de seis electrones en la última capa. Los dos enlaces sencillos entre el oxígeno y el hidrógeno son equivalentes. El átomo de oxígeno dispone de dos pares de electrones sin compartir. La molécula de agua es angular,

En la molécula de amoníaco el átomo de nitrógeno dispone de cinco electrones en la última capa. Los tres enlaces sencillos entre el nitrógeno y el hidrógeno son

equivalentes. El átomo de nitrógeno dispone de un par de electrones sin compartir. La molécula de amoníaco es piramidal.

En la Figura 12 se representan las estructuras de Lewis de algunas moléculas poliatómicas polares.

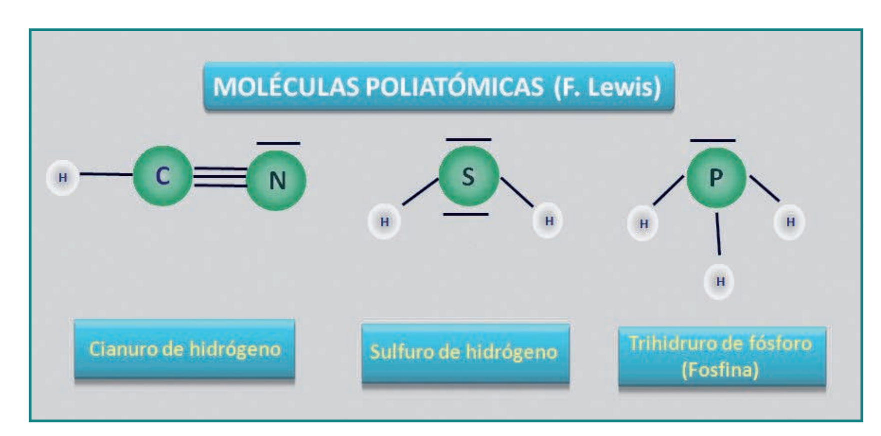


Figura 12. Estructuras de Lewis de moléculas poliatómicas.

No obstante, hay moléculas que disponen de enlace covalente polar pero que, por su geometría, son apolares porque se compensan las polaridades de los distintos enlaces. En la Figura 13 se representan dos moléculas con enlace covalente polar, pero que por simetría son apolares.

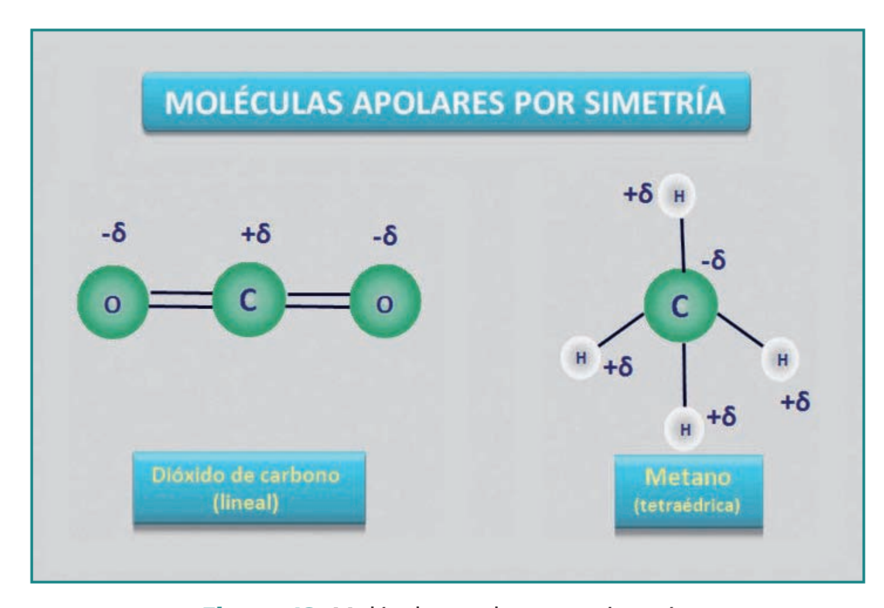


Figura 13. Moléculas apolares por simetría.

La molécula de dióxido de carbono, CO_2, es lineal, cada átomo de oxígeno comparte dos pares de electrones y el átomo de carbono comparte cuatro pares de electrones. El doble enlace entre el carbono y el oxígeno es polar por la mayor electronegatividad del oxígeno frente al carbono; sin embargo la molécula es apolar por simetría (lineal).

La molécula de metano, CH_4, es tetraédrica, cada átomo de hidrógeno comparte un par de electrones con el átomo de carbono. El enlace sencillo entre el carbono y el hidrógeno es polar debido a la mayor electronegatividad del carbono frente al hidrógeno; sin embargo la molécula es apolar por simetría (tetraédrica).

En la Figura 14 se representan dos moléculas de boro y berilio que no cumplen la regla de octeto. Así el $BeCl_2$ es una molécula lineal, apolar por simetría, donde el átomo de berilio está rodeado de cuatro electrones; el BH_3 es una molécula plana triangular, apolar por simetría, el hidrógeno es más electronegativo que el boro, y el átomo de boro está rodeado de seis electrones.

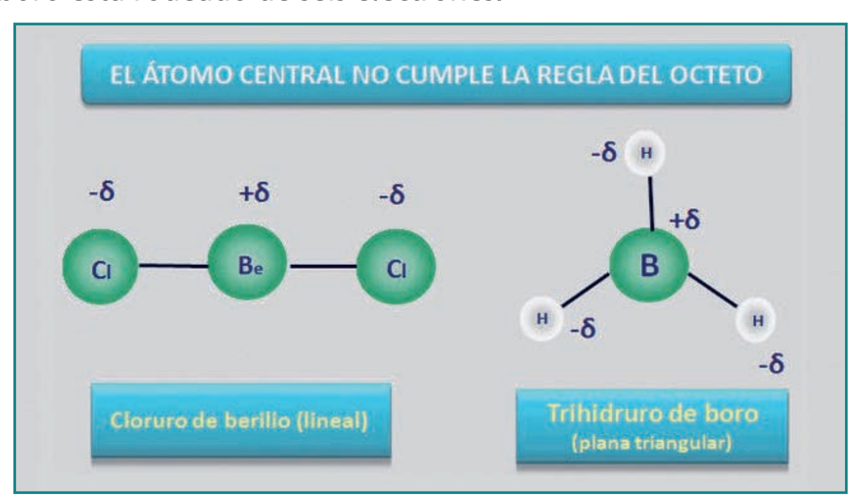


Figura 14. Moléculas que no cumplen la regla del octeto.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Describa el enlace de las moléculas de cloruro de hidrógeno y de yodo (Figura 8).

Solución

La molécula de HCl dispone de un enlace sencillo entre los dos átomos, el átomo de cloro tiene tres pares de electrones sin compartir. Se cumple la regla del octeto al estar rodeado el hidrógeno de dos electrones y el cloro de ocho.

La molécula de I_2 dispone de un enlace sencillo entre los dos átomos, cada uno de ellos dispone de tres pares de electrones sin compartir. Se cumple la regla del octeto al estar rodeado cada átomo de yodo de ocho electrones.

Ejercicio 2

Describa el enlace de las moléculas de yoduro de hidrógeno y de cloro.

Solución

La molécula de HI dispone de un enlace sencillo entre los dos átomos, el átomo de yodo tiene tres pares de electrones sin compartir (de manera análoga a la molécula de HF, Figura 11). Se cumple la regla del octeto al estar rodeado el hidrógeno de dos electrones y el iodo de ocho.

La molécula de Cl_2 dispone de un enlace sencillo entre los dos átomos, cada uno de ellos dispone de tres pares de electrones sin compartir (de manera análoga a la molécula de F_2, Figura 10). Se cumple la regla del octeto al estar rodeado cada átomo de cloro de ocho electrones.

Ejercicio 3

Describa el enlace de las moléculas de cianuro de hidrógeno, sulfuro de hidrógeno y trihidruro de fósforo que se representan en la Figura 12.

Solución

HCN. A partir de la configuración electrónica de cada elemento deducimos que el hidrógeno, carbono y nitrógeno, disponen de uno, cuatro y cinco electrones en la última capa. El cianuro de hidrógeno es una molécula que dispone de un triple enlace entre el átomo de carbono y el átomo de nitrógeno, un enlace sencillo entre el átomo de carbono y el átomo de hidrógeno. El átomo de nitrógeno dispone de un par de electrones sin compartir. Se cumple la regla del octeto.

H_2S. A partir de la configuración electrónica de cada elemento deducimos que el hidrógeno y el azufre disponen de uno y seis electrones en la última capa. El sulfuro de hidrógeno es una molécula que dispone de dos enlaces sencillos entre un átomo de azufre y dos átomos de hidrógeno. El átomo de azufre dispone de dos pares de electrones sin compartir. Se cumple la regla del octeto.

PH_3. Apartir de la configuración electrónica de cada elemento deducimos que el hidrógeno y el fósforo disponen de uno y cinco electrones en la última capa. El trihidruro de fósforo es una molécula que dispone de tres enlaces sencillos entre un átomo de fósforo y tres átomos de hidrógeno. El átomo de fósforo dispone de un par de electrones sin compartir. Se cumple la regla del octeto.

2.2.1. Enlace covalente coordinado

Un enlace covalente en la que un átomo dador contribuye con los dos electrones del enlace es un enlace covalente coordinado o dativo. Este enlace tiene lugar entre un átomo que dispone de un par de electrones sin compartir —o par no enlazante— y que el otro tenga algún orbital externo vacío, átomo aceptor, es decir, sea deficitario de electrones.

Dos especies químicas que disponen de este enlace son la molécula de ion hidronio y la molécula de ion amonio.

$$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$$

$$NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$$

La presencia de un enlace coordinado en ambas moléculas permite que siga cumpliéndose la regla del octeto en todos los átomos implicados.

Enlace covalente coordinado. Se caracteriza porque un átomo aporta los dos electrones del enlace covalente.

En la Figura 15 se representan las moléculas de los iones hidronio y amonio, ambas disponen de un enlace covalente coordinado o dativo (flecha en rojo), donde el par de electrones es aportado por el oxígeno y el nitrógeno, respectivamente.

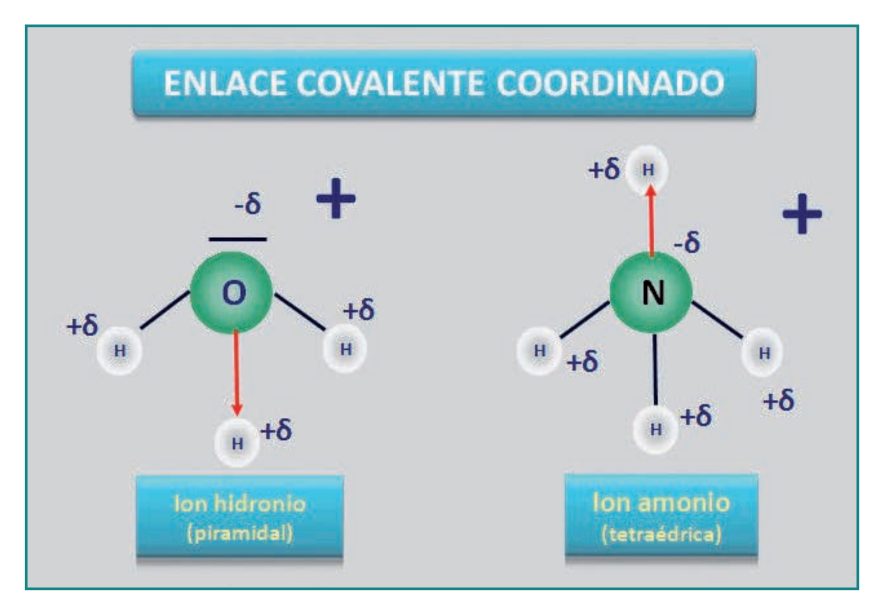


Figura 15. Enlace covalente coordinado o dativo.

2.2.2. Introducción a la teoría de enlace de valencia

Los electrones de un enlace covalente están en constante movimiento en torno a los átomos, pero las posiciones de máxima probabilidad son las situadas entre los núcleos, ya que así los mantiene atraídos venciendo su repulsión eléctrica.

Esto puede expresarse diciendo que para formar un enlace covalente, cada uno de los dos átomos debe poseer un orbital con un electrón desapareado y la formación del enlace covalente consiste en el apareamiento de dichos electrones con espines contrarios.

Al aproximarse dos átomos, los orbitales externos respectivos que contienen un solo electrón interaccionan entre sí, uno a uno, de tal manera que cada pareja de orbitales se **solapan o superponen**, y da lugar a un nuevo orbital, que se llama **orbital de enlace**. Los dos electrones del enlace se colocan en este orbital, apareando sus espines (es decir con espines opuestos). De esta manera, hay una mayor densidad electrónica en el espacio entre los dos núcleos. Al situarse los dos electrones en la zona internuclear, estarán bajo la influencia de los dos núcleos a la vez, con lo que habrá un incremento de la fuerza electrostática entre los electrones y los núcleos, responsable de la formación y estabilidad del enlace covalente. Por cada par de electrones que se aparean en un orbital de enlace, se forma un enlace covalente.

El concepto de solapamiento o superposición de orbitales es fundamental en esta teoría. Puede considerarse que la única alteración que experimentan los orbitales atómicos con los que se forma el enlace covalente es ese solapamiento, manteniéndose el resto de sus características como en el átomo sin enlazar.

Según la **teoría del enlace de valencia,** en el enlace covalente intervienen en el solapamiento los orbitales atómicos de la **capa de valencia** semillenos. El resto de orbitales no participa en la unión de los átomos.

La energía del enlace covalente es proporcional a la superposición de los orbitales atómicos, ya que cuanto mayor sea su interpenetración los átomos estarán más fuertemente unidos. Según el criterio de máxima superposición, los orbitales tenderán a solaparse de la manera que se consiga la máxima superposición posible.

En la Figura 16 se muestra el solapamiento de dos orbitales 1s de dos átomos de hidrógeno para generar la molécula diatómica de hidrógeno. La densidad electrónica es máxima entre ambos núcleos. En la misma Figura, la molécula de fluoruro de hidrógeno se obtiene por solapamiento de un orbital semilleno, 2*p*, del átomo de flúor ([He] $2s^2\ 2px^2\ 2py^2\ 2pz^1$) con el orbital semilleno, 1*s*, del átomo de hidrógeno.

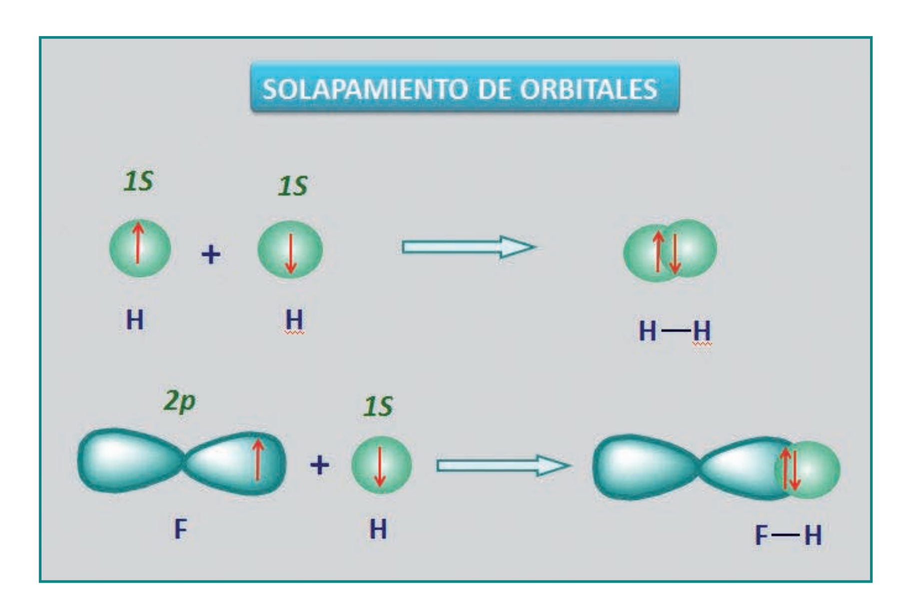


Figura 16. Solapamiento de orbitales según la teoría de enlace de valencia.

2.2.3. Valencia covalente

Se llama valencia covalente o **covalencia** de un elemento al número de enlaces covalentes que es capaz de formar, es decir, al número de electrones desapareados que dispone o puede disponer en la capa de valencia o más externa.

El hidrógeno, $1s^1$, formará un enlace covalente al disponer de un orbital semilleno.

El berilio, [He] $2s^2$, carece de electrones desapareados en su configuración electrónica en el estado fundamental; no obstante, en un estado excitado intermedio, la configuración electrónica del berilio es [He] $2s^1\ 2p^1$, ya dispone de electrones desapareados y puede formar dos enlaces covalentes.

El boro, [He] $2s^2\ 2p^1$, dispone de un único orbital semilleno; no obstante, el boro en un estado excitado intermedio, la configuración electrónica que dispone es [He] $2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1$, podrá formar tres enlaces covalentes, con un balance energético más favorable que si se formarse sólo uno.

El carbono, [He] $2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$, dispone de dos orbitales semillenos; no obstante, el carbono en un estado excitado intermedio, la configuración electrónica que dispone es [He] $2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$, podrán formar cuatro enlaces covalentes, con un balance energético más favorable que si se formasen sólo dos.

El nitrógeno, oxígeno y flúor, disponen de tres, dos y un orbital semilleno, respectivamente, por lo que podrán formar tres, dos y un enlace covalente respectivamente.

Los elementos del tercer periodo disponen de orbitales d, de energía próxima, vacíos que pueden utilizar para ampliar la valencia covalente. Esta es una diferencia fundamental con respecto de los elementos del segundo periodo que carecen de dichos orbitales de energía próxima.

El fósforo, [Ne] $3s^2\ 3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1$, puede ampliar su covalencia por la promoción de un electrón del orbital 3*s* al orbital 3*d*; [Ne] $3s^1\ 3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1\ 3d^1$, así el fósforo y los elementos del mismo grupo y sucesivos periodos disponen de valencia covalente de 3 y 5.

El azufre, [Ne] $3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^1\ 3p_z^1$, dispone en el estado fundamental de dos orbitales semillenos. Puede ampliar su covalencia por la promoción de un electrón del orbital 3*s* al orbital 3*d* y de un orbital 3*p* al 3*d*; las respectivas configuraciones electrónicas serían [Ne] $3s^1\ 3p_x^2\ 3p_y^1\ 3p_z^1\ 3d^1$, [Ne] $3s^1\ 3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1\ 3d^1\ 3d^1$, así el azufre y los elementos del mismo grupo y sucesivos periodos disponen de valencia covalente de 2, 4 y 6.

El cloro, de acuerdo con la Tabla 2, dispone de un orbital semilleno en su configuración electrónica en el estado fundamental; no obstante, al disponer de orbitales 3d vacíos de próxima energía, podemos obtener distintas configuraciones electrónicas en el estado excitado, Cl*, que permiten ampliar su valencia covalente a 3, 5 y 7.

Tabla 2. Valencia covalente de cloro

Elemento	Configuración electrónica	Valencia covalente
Cl	[Ne] $3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^2\ 3p_z^1$	1
Cl*	[Ne] $3s^1\ 3p_x^2\ 3p_y^2\ 3p_z^1\ 3d^1$	3
Cl*	[Ne] $3s^1\ 3p_x^1\ 3p_y^2\ 3p_z^1\ 3d^1\ 3d^1$	5
Cl*	[Ne] $3s^1\ 3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1\ 3d^1\ 3d^1\ 3d^1$	7

2.2.4. Propiedades de los compuestos covalentes

Los sólidos covalentes o sólidos atómicos las fuerzas entre los átomos son muy intensas, debido a la presencia de enlace covalente muy fuerte. Los puntos de fusión y de ebullición son muy elevados y muchos de ellos subliman (pasan directamente de sólido a gas).

Las partículas en los nudos del cristal son átomos unidos a otros indefinidamente por enlaces covalentes, por lo que no podemos distinguir la presencia de moléculas discretas, sino que el cristal completo sería una molécula gigante.

En la Figura 17 se muestra un ejemplo clásico, el diamante, una de las formas alotrópicas del carbono. En el diamante cada carbono se une a otros cuatro y así sucesivamente, carece de electrones libre por lo que es aislante. Otro ejemplo sería el dióxido de silicio, donde el silicio se sitúa en el centro de un tetraedro, uniéndose a cuatro oxígenos, mientras que cada oxígeno se une sólo a dos silicios.

En la misma Figura 17, se muestra otra forma alotrópica del carbono, el grafito, cada carbono está unido a otros tres mediante enlaces covalentes, formando una estructura laminar plana constituido por hexágonos, pero en cada carbono queda un electrón de valencia sin compartir, que se deslocaliza en el plano justificando su conductividad. Las láminas entre sí quedan unidas por un enlace más débil.

Por último, se muestra una tercera forma alotrópica del carbono, en la cual los átomos de carbono presentan una estructura intermedia entre el diamante y el grafito, el fullereno. Este tipo de estructura hace posible que los átomos de carbono puedan combinarse formando hexágonos y pentágonos en estructuras tridimensionales cerradas. El fullereno más común es el C60 (de 60 átomos de carbono) y es similar a un balón de fútbol, aunque también se han descrito otros fullerenos: C76,...C100, etc. Los nanotubos de carbono prestan también estas estructuras intermedias y pueden considerarse como láminas de grafito enrolladas en forma de tubos. Los nanotubos pueden ser abiertos o cerrados, en cuyo caso la estructura que cierra el nanotubo es similar a la mitad de un fullereno.

Estos compuestos son insolubles en cualquier tipo de disolvente y su conductividad eléctrica y térmica depende de su estructura.

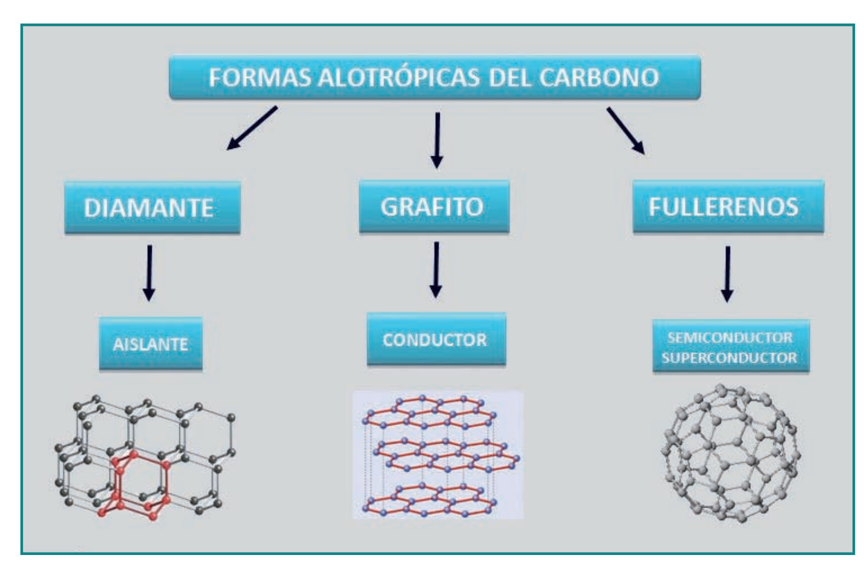


Figura 17. Formas alotrópicas del carbono.

Los sólidos moleculares, las partículas unitarias del cristal son ya moléculas discretas (o átomos en el caso de los gases nobles), estando unidas unas a otras por fuerzas intermoleculares. Por ejemplo el cristal de yodo, los dos átomos de la molécula tienen enlace covalente, pero las moléculas de yodo están unidas entre sí por fuerzas de Van der Waals.

Estas fuerzas intermoleculares, aunque débiles, son de distinta magnitud, según que puedan formarse o no enlaces de hidrógeno. Cuando las moléculas son apolares, las únicas fuerzas son las de dispersión de London, las cuales aumentan con la masa molecular. Cuando las moléculas son polares las fuerzas que además intervienen son las de dipolo-dipolo, más intensas que las de dispersión. Por último cuando intervienen enlaces de hidrógeno, las fuerzas de cohesión del cristal son aún mayores.

En los cristales moleculares el empaquetamiento varía en gran medida, desde uno compacto como en el gas noble argón, hasta una estructura abierta como en el hielo.

Como las moléculas están unidas mediante fuerzas intermoleculares, en general, tienen puntos de fusión y ebullición bajos o muy bajos en comparación con otros compuestos. En general son gases y líquidos a temperatura ambiente; no obstante, moléculas grandes como el yodo, I_2, azufre, S_8, y la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, son sólidos debido a la intensidad de las fuerzas intermoleculares (mayor polarizabilidad). Estos sólidos son blandos y frágiles, y además son malos conductores de la electricidad y del calor.

2.3. Enlace metálico

Los metales representan más de las tres cuartas partes de los elementos conocidos y presentan unas propiedades que son el resultado de un enlace característico. Todos los elementos metálicos son buenos conductores de la electricidad, presentan un brillo característico, una alta conductividad térmica, y son maleables y dúctiles.

El modelo del mar de electrones, representado en la Figura 18, ayuda a comprender algunas de las propiedades de los metales. En este modelo el metal viene dado por un conjunto de cationes que ocupan los nudos de una red cristalina, rodeados por un mar de electrones de valencia distribuidos uniformemente por toda la estructura y que se mueven libremente por todo el cristal. No obstante, los electrones se mantienen en el cristal debido a la existencia de atracciones electrostáticas con los cationes pero son móviles y no están asociados a ningún catión específico. El metal es conductor de la corriente eléctrica por la movilidad de los electrones de valencia.

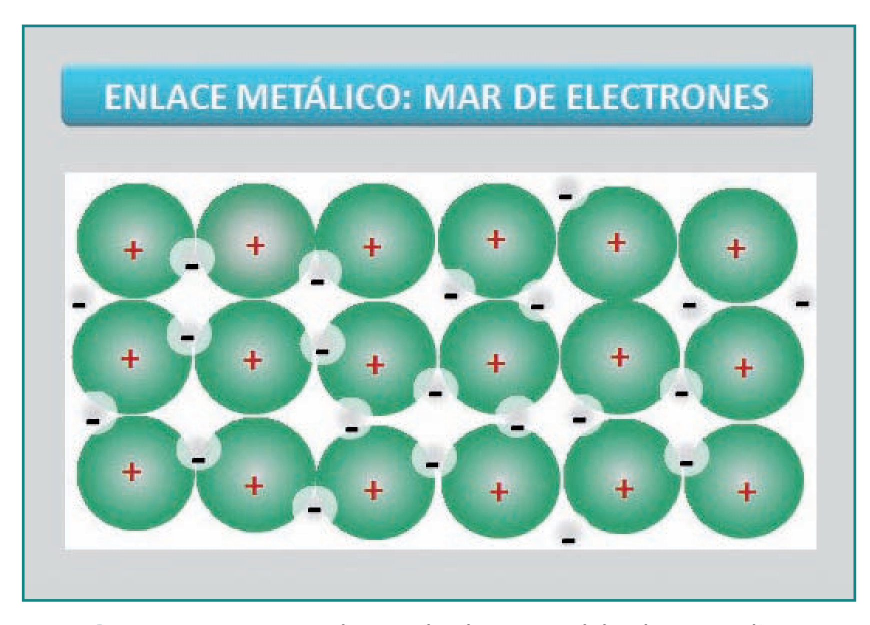


Figura 18. Estructura de mar de electrones del enlace metálico.

Enlace metálico. Se caracteriza por un empaquetamiento compacto de cationes rodeados por un mar de electrones de valencia.

La alta conductividad térmica también se explica por la movilidad de los electrones, si se establece un gradiente de temperatura, la energía cinética de los electrones de la zona caliente es mayor, produciéndose una transferencia de esta energía por todo el sólido metálico.

La maleabilidad (facilidad en formar láminas) y la ductilidad (facilidad para ser estirado) también se puede explicar con esta sencilla teoría. La facilidad que tienen los metales en deformarse se debe a que los iones metálicos de la red cristalina se pueden mover en planos respecto a ellos mismos sin que se rompan enlaces específicos y a pesar de que varíe la posición de los átomos metálicos los electrones de valencia se redistribuyen. Al contrario en los compuestos iónicos las fuerzas de unión son debidas a iones de signo contrario, y un desplazamiento de los mismos provoca la aparición de fuerzas de repulsión significativas entre iones de igual signo de carga que perturba el sistema inicial de equilibrio entre iones y por ello son quebradizos y se fracturan con facilidad.

2.4. Fuerzas de Van der Waals o fuerzas intermoleculares

Son fuerzas débiles y atractivas entre moléculas que justifican la variación del punto de fusión y de ebullición de moléculas covalentes.

Las fuerzas de Van der Waals engloban las fuerzas intermoleculares de dispersión, dipolo-dipolo y dipolo-dipolo inducido.

Las fuerzas de dispersión o de London tienen especial relevancia en las moléculas apolares y en las moléculas monoatómicas (gases nobles). Contempla la existencia de dipolos instantáneos en cualquier átomo de la molécula como consecuencia de las fluctuaciones espontáneas y aleatorias de las nubes electrónicas. A su vez, este dipolo instantáneo, provoca la formación de dipolos inducidos en las moléculas vecinas. Son sólo importantes a distancias muy pequeñas, pues disminuyen rápidamente al aumentar aquella.

La intensidad de estas fuerzas viene determinada por la polarizabilidad de la molécula, es decir, por cuanto más fácil sea formar dipolos. Las moléculas de mayor tamaño tienen los orbitales más voluminosos y por tanto más fácilmente polarizables.

Así las fuerzas de London son más intensas en los gases nobles a medida que descendemos en el grupo, por ello el punto de ebullición aumenta en el mismo sentido. También, los puntos de fusión de los halógenos crecen significativamente con la masa molecular: F_2 (-218 °C), Cl_2 (-101 °C), Br_2 (-7 °C), I_2 (114 °C).

Las Fuerzas de orientación o dipolo-dipolo son fuerzas de interacción entre moléculas que son polares, por ejemplo moléculas diatónicas o poliatómicas heteronucleares que carecen de simetría. Así la molécula HCl es un pequeño dipolo, por lo que las moléculas interaccionan atrayéndose mutuamente por sus dipolos opuestos. Lógicamente son unas fuerzas más intensas que las anteriores. Ambos tipos de fuerzas, a pesar de su importancia, no constituyen un verdadero enlace químico, ya que son interacciones muy débiles.

Las fuerzas entre moléculas con dipolos permanentes son más intensas cuanto más polar es el enlace; no obstante, en estas moléculas siguen actuando las fuerzas de dispersión que, como se ha mencionado, cobran más relevancia con el tamaño de la molécula.

Las fuerzas entre dipolos permanentes y dipolos inducidos, tienen lugar entre una molécula polar como por ejemplo el agua y una molécula apolar como el oxígeno. Estas interacciones justifican la solubilidad parcial del oxígeno en el agua líquida.

Fuerzas de Van der Waals o intermoleculares. Son fuerzas débiles que justifican la variación del punto de fusión y ebullición de moléculas covalentes.

En la Figura 19 se representan los enlaces intermoleculares de las moléculas de bromuro de hidrógeno y de sulfuro de hidrógeno. En la primera molécula, el bromo es más electronegativo que el hidrógeno por lo que se dispone de una molécula con un dipolo permanente que permite establecer fuerzas intermoleculares entre distintas moléculas de bromuro de hidrógeno. El sulfuro de hidrógeno es una molécula angular, donde el azufre atrae con más fuerza el par de electrones que comparte con cada átomo de hidrógeno. Los dipolos permanentes del H_2S generan fuerzas intermoleculares más significativas que en el seleniuro de hidrógeno.

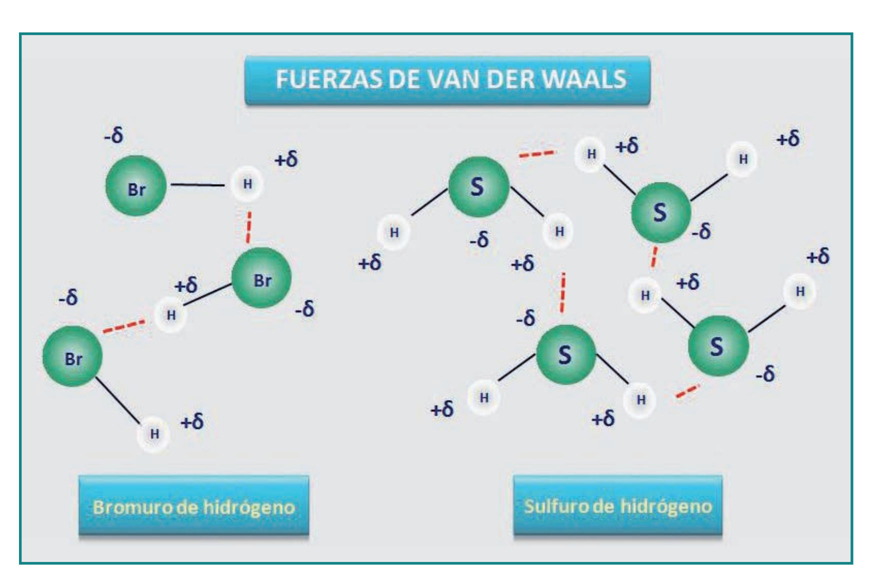


Figura 19. Fuerzas de Van der Waals o intermoleculares mediante moléculas con momento dipolar permanente.

2.5. Enlace de hidrógeno

El enlace de hidrógeno es una fuerza intermolecular que confiere a las moléculas propiedades excepcionales. Su intensidad es intermedia entre las fuerzas de Van der Waals y el enlace covalente.

El enlace de hidrógeno es un caso extremo de interacción bipolar que se produce cuando se cumple que un átomo de hidrógeno está unido a un elemento químico muy electronegativo y de muy pequeño tamaño. Esta situación se da únicamente cuando el hidrógeno está unido al F, O y N. Así mismo, el par o pares de electrones de estos elementos intervienen directamente en la formación de dicho enlace.

El enlace de hidrógeno se produce por la fuerte atracción eléctrica entre el núcleo de hidrógeno (casi desprovisto de su electrón por estar unido a un átomo muy electronegativo) y un par de electrones solitarios de la molécula vecina. De manera simbólica, se representa como un enlace covalente, pero con una línea más larga y discontinua.

La energía de este enlace, entre 8 y 40 kJ/mol, es mucho menor que la del enlace iónico o covalente, que tiene un valor medio de unos 400 kJ/mol. Es decir, es inter-

medio entre las otras fuerzas intermoleculares y los enlaces químicos propiamente dichos. No obstante, aunque no son intensas, son importantes por su gran número.

El enlace de hidrógeno es un enlace muy dirigido. Los pares de electrones sin compartir juegan un papel importante tanto en la dirección como en la fuerza de estos enlaces.

Cuando las moléculas se unen mediante enlaces de hidrógeno, las sustancias muestran puntos de fusión y de ebullición anormalmente altos.

En la Figura 20 se representa el enlace de hidrógeno en las moléculas de fluoruro de hidrógeno y de agua. Los átomos de flúor y oxígeno son muy electronegativos y pequeños, las fuerzas intermoleculares generadas son más intensas que en las moléculas de bromuro de hidrógeno y sulfuro de hidrógeno (Figura 19, página 439).

Los puntos de fusión y de ebullición del fluoruro de hidrógeno y del agua son sensiblemente superiores de lo que cabría esperar por su masa molecular.

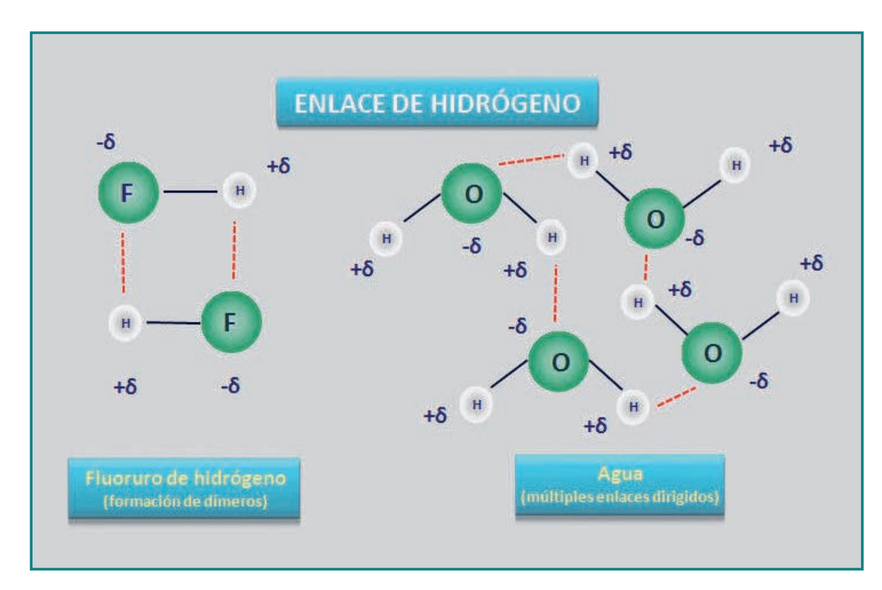


Figura 20. Representación del enlace de hidrógeno en las moléculas de HF y H_2O.

El enlace de hidrógeno le confiere al agua algunas de sus propiedades más características, que permiten la existencia de vida en nuestro planeta. Cabe destacar los altos puntos de fusión y de ebullición, la alta entalpía de vaporización y el elevado calor específico (actúa de manera análoga a un termostato).

Así mismo este tipo de enlace es de especial relevancia en numerosas macromoléculas biológicas (proteínas, ácidos nucleicos,) donde le confiere una estructura helicoidal.

Enlace de hidrógeno. Son fuerzas intermedias que justifican la variación anómala del punto de fusión y ebullición.

En la Tabla 3 se presenta un resumen de las propiedades de los sólidos cristalinos en función del tipo de partícula en el retículo, la naturaleza e importancia de las fuerzas del enlace, y las propiedades físicas.

Tabla 3. Propiedades de los sólidos cristalinos

Tipo de sólido cristalino	Partículas en el retículo	Naturaleza e importancia de las fuerzas	Propiedades
Iónico	Iones positivos y negativos	Fuerza electrostática. Muy fuerte	p.f. y p.e. elevados Duros y frágiles Malos conductores (conducen fundidos y disueltos)
Atómico	Átomos	Enlace covalente. Fuerte	p.f. y p.e. muy elevados Muy Duros Malos conductores
Metálico	Iones positivos	Metálico. Fuerza variable	p.f. y p.e. variable Dureza variable No frágiles: dúctiles y maleables Muy buenos conductores
Molecular	Moléculas	Fuerzas intermoleculares. Fuerza variable	p.f. y p.e. muy bajos Muy blandos Malos conductores

3. ELECTRÓLITOS Y NO ELECTRÓLITOS

El agua pura prácticamente no conduce la electricidad, pero cuando le añadimos un soluto puede ocurrir que la disolución resulte conductora, lo cual indica que existen iones en disolución, por lo tanto el soluto es un *electrólito*, o bien, que siga siendo no conductora, lo que demuestra la ausencia de iones en disolución, el soluto es un *no-electrólito*. Es decir, los electrólitos son sustancias que en disolución acuosa conducen la corriente eléctrica.

Dentro de los electrólitos existen dos tipos:

— Electrólitos iónicos, en los que ya existen los iones en estado sólido (sales e hidróxidos).

— Electrólitos moleculares, que los producen por reacción con el agua (ácidos).

Por otra parte, los electrólitos pueden ser:

— Electrólitos fuertes, disociación total en sus iones y son buenos conductores.

— Electrólitos débiles, disociación parcial en sus iones, por lo que son malos conductores.

Electrólito. Aquel compuesto que en disolución acuosa genera iones.

En la Tabla 4 se muestra un conjunto de electrólitos y los respectivos iones que generan en disolución acuosa.

Tabla 4. Compuestos químicos electrólitos

Electrólito	Fórmula química	Fuerte / Débil	Iones que genera en disolución
Cloruro de sodio	$NaCl$	fuerte	$Na^+ + Cl^-$
Ácido clorhídrico	HCl	fuerte	$H^+ + Cl^-$
Carbonato de potasio	K_2CO_3	fuerte	$2K^+ + CO_3^{2-}$
Ácido sulfúroso	H_2SO_3	débil	$2H^+ + SO_3^{2-}$
Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	débil	$Mg^{2+} + 2OH^-$
Ácido nitroso	HNO_2	débil	$H^+ + NO_2^-$
Sulfuro de níquel (II)	NiS	débil	$Ni^{2+} + S^{2-}$
Nitrato de cobre (II)	$Cu(NO_3)_2$	fuerte	$Cu^{2+} + 2NO_3^-$

En este tema tienes que recordar

- **Átomo aceptor.** Aquel átomo deficitario en electrones que puede formar un enlace covalente coordinado aceptando un par de electrones.
- **Átomo dador.** Aquel átomo que posee, al menos, un par de electrones sin compartir que puede formar un enlace covalente coordinado al aportar los dos electrones al enlace covalente.
- **Electrólito.** Aquel compuesto que en disolución acuosa genera iones.
- **Energía reticular o de red.** Es la energía que se libera cuando los iones en estado gaseoso pasan a formar parte de la red cristalina tridimensional.
- **Enlace apolar.** Aquel enlace covalente que está formado por dos átomos idénticos.
- **Enlace covalente coordinado.** Aquel donde un átomo, de los dos que forman el enlace, aporta los dos electrones del enlace covalente
- **Enlace covalente simple, doble y triple.** En el simple se comparte un par de electrones, en el doble se comparten dos pares de electrones y en el triple se comparten tres pares de electrones.
- **Enlace de hidrógeno.** Se produce por la fuerte atracción eléctrica entre el núcleo de hidrógeno (casi desprovisto de su electrón por estar unido a un átomo muy electronegativo y pequeño F, N, O) y un par de electrones solitarios de un átomo muy electronegativo de la molécula vecina.
- **Enlace iónico.** Tiene lugar entre un metal y un no metal mediante la transferencia de electrones, del primero al segundo, dando lugar a la formación de iones.
- **Enlace polar.** Aquel enlace covalente que está formado por dos átomos de diferente electronegatividad.
- **Enlace químico.** Es el responsable de la unión estable entre dos o más átomos. El compuesto químico formado es más estable que los átomos por separado.
- **Energía de disociación.** energía que debe aportarse para romper el enlace covalente de una molécula.
- **Energía de enlace.** Energía que se libera cuando dos átomos por separado se unen para formar una molécula con enlace covalente.
- **Fuerzas de dispersión.** Fuerzas de Van der Waals entre moléculas apolares o monoatómicas por la formación de dipolos instantáneos.
- **Fuerzas dipolo-dipolo.** Fuerzas de Van der Waals entre moléculas polares por la presencia de dipolos permanentes.
- **Fuerzas intermoleculares o Fuerzas de Van der Waals.** Son fuerzas débiles y atractivas entre moléculas que justifican la variación del punto de fusión y de ebullición de moléculas covalentes.
- **Iones isoelectrónicos.** Aquellos iones que disponen del mismo número de electrones y diferente número de protones
- **Orbital atómico.** La región próxima al núcleo del átomo donde la probabilidad de encontrar el electrón es máxima.

- **Pares de electrones enlazantes o compartidos.** Aquellos electrones más externos que intervienen en la formación del enlace covalente
- **Pares de electrones no enlazantes.** Aquellos electrones más externos que no intervienen en la formación del enlace covalente
- **Regla de octeto.** Los átomos cuando se combinan con enlace covalente o iónico tienden a rodearse de ocho electrones, excepto los del primer periodo que tienden a estar rodeado de dos electrones.
- **Solapamiento.** Superposición de orbitales atómicos semillenos.
- **Sólido atómico o sólido covalente.** Las partículas en los nudos del cristal son átomos unidos a otros indefinidamente por enlaces covalentes.
- **Sólido iónico.** Las partículas son iones positivos y negativos, dispuestos alternativamente e indefinidamente en redes cristalinas, cuyos índices de coordinación suele ser elevado.
- **Sólido metálico.** Las partículas del cristal son iones positivos dispuestos en el mismo de forma muy compacta y quedan inmersos en un mar de electrones.
- **Sólido molecular.** Las partículas unitarias del cristal son moléculas discretas (o átomos en los gases nobles), estando unidas entre sí por fuerzas intermoleculares.
- **Valencia covalente o covalencia** de un elemento es el número de enlaces covalentes que es capaz de formar, es decir, al número de electrones desapareados de que dispone o puede disponer
- **Valencia iónica** es el número de electrones que un átomo gana o pierde para formar el correspondiente ion, adquiriendo una configuración electrónica estable.

Desarrollo de competencias

1 Clasifique los siguientes compuestos en función de su enlace iónico o covalente: agua, glucosa, sal común, ozono, fluoruro de litio.

Solución

Iónico: sal común y fluoruro de litio por que están formados por un metal y un no metal. Covalente: agua, glucosa, ozono porque están formados por no metales.

2 Indique de las siguientes moléculas aquellas que poseen un doble enlace: argón, oxígeno, agua, yodo, dióxido de carbono.

Solución

Moléculas con al menos un doble enlace: oxígeno, O=O, y dióxido de carbono, O=C=O, (dos dobles enlaces). El argón, gas noble, es una molécula monoatómica, el agua contiene dos enlaces sencillos oxígeno-hidrógeno y la molécula de yodo dispone de un enlace sencillo.

3 Indique de las siguientes moléculas aquellas que poseen dipolos permanentes: hidrógeno, cloruro de hidrógeno, amoníaco, dióxido de carbono, agua, metano.

Solución

Moléculas con dipolo permanente son aquellas moléculas heteronucleares que por su geometría son polares: cloruro de hidrógeno, amoníaco (piramidal), agua (angular).

La molécula de hidrógeno carece de dipolo permanente porque está formada por átomos idénticos; el dióxido de carbono y el metano son moléculas heteronucleares, pero son apolares por simetría (lineal y tetraédrica, respectivamente).

4 Indique de las siguientes moléculas aquellas que poseen enlace de hidrógeno: bromuro de hidrógeno, agua, amoníaco, trihidruro de fósforo, metano, metanol.

Solución

El enlace de hidrógeno tiene lugar con un átomo muy electronegativo y pequeño (F, O, N) que está unido a un átomo de hidrógeno. H_2O, NH_3, CH_3OH.

5 Indique aquellos elementos que poseen enlace metálico: silicio, hierro, xenón, cobre, cinc, carbono, aluminio.

Solución

El enlace metálico tiene lugar exclusivamente con los metales: hierro, cobre, cinc y aluminio.

6 Indique de las siguientes moléculas aquellas que poseen enlace covalente coordinado: ion hidróxido, ion hidronio, amoniaco, ion amonio, ion hidrógeno.

Solución

Tiene lugar cuando un enlace covalente se forma cuando un átomo aporta los dos electrones del enlace. Ion hidronio que se forma cuando la molécula de agua

capta un protón y el ion amonio que se forma cuando la molécula de amoníaco capta un protón (ver Figura 15, página 433).

7 Clasifique las fuerzas intermoleculares (dispersión o de London, dipolo permanente, enlace de hidrógeno) que intervienen en las siguientes moléculas: bromo molecular, fluoruro de hidrógeno, helio, trihidruro de fósforo, nitrógeno molecular, sulfuro de hidrógeno.

Solución

Dispersión o de London: helio, bromo molecular y nitrógeno molecular; dipolo permanente: trihidruro de fósforo y sulfuro de hidrógeno; enlace de hidrógeno: fluoruro de hidrógeno.

8 Indique de los siguientes compuestos aquellos que conducen la corriente eléctrica en estado sólido y aquellos que la conducen disueltos en agua: yodo molecular, sodio, sacarosa, nitrato de potasio, carbonato de sodio, cobre, neón, diamante, grafito.

Solución

En estado sólido: los metales sodio y cobre, y el sólido atómico grafito por las fuerzas de Van der Waals.

Disuelto en agua los compuestos iónicos: nitrato de potasio y carbonato de sodio.

9 Indique de los siguientes compuestos aquellos que son electrolitos: cloruro de potasio, etanol, glucosa, bicarbonato de sodio, sulfuro de hidrógeno, sulfato de litio, sílice.

Solución

Electrolitos son aquellos compuestos que disueltos em água generan iones: cloruro de potasio, bicarbonato de sodio, sulfato de lítio, sulfuro de hidrogeno (ácido sulfhídrico).

10 Escriba los iones de las siguientes sales: nitrato de sodio, sulfato de potasio, hidróxido de litio, cloruro de calcio.

Solución

Iones de cada sal: nitrato de sodio: ion nitrato NO_3^-, ion sodio Na^+; sulfato de potasio: ion sulfato SO_4^{2-}, ion potasio K^+; hidróxido de litio: ion hidroxilo OH^-, ion litio Li^+; cloruro de calcio: ion cloruro Cl^-, ion calcio Ca^{2+}.

11 Escriba los iones de las siguientes sales: nitrito de litio, sulfito de sodio, hidróxido de rubidio, cloruro de bario.

Solución

Iones de cada sal: ion nitrito NO_2^-, ion litio Li^+; ion sulfito SO_3^{2-}, ion sodio Na^+; ion hidroxilo OH^-, ion rubidio Rb^+; ion cloruro Cl^-, ion bario Ba^{2+}.

12 ¿Por qué el agua del mar es mucho más conductora que el agua del grifo?

Solución

Porque la concentración de electrolitos, sales solubles en agua, es muy superior en el agua marina que en el agua corriente, en especial cloruro de sodio.

13 Cite algunos compuestos covalentes que generan electrolitos en disolución acuosa.

Solución

Los hidruros del grupo de los halógenos son compuestos con enlace covalente polar, se disuelven en agua generando los correspondientes iones debido a la energía de hidratación del proceso de disolución que estabiliza los correspondientes iones. También los hidruros del grupo de los anfígenos. Por ejemplo: HCl, HBr, H_2S, H_2Se.

14 El elemento A de Z = 17 y el elemento B de Z = 12.

¿Cuál de los dos es más electronegativo?

¿Cuál tiene la energía de ionización más pequeña?

¿Qué iones formarían?

Si se combinan entre sí, qué compuesto formarían y tipo de enlace.

Solución

El elemento A tiene siete electrones en la última capa, ns^2 np^5, pertenece al grupo de los halógenos. El elemento B tiene dos electrones en la última capa, ns^2, pertenece al grupo de los alcalino-térreos. El elemento A es más electronegativo que el B porque está situado en un grupo más a la derecha de la tabla periódica, siendo más pequeño y con mayor tendencia a atraer electrones.

La energía de ionización más pequeña corresponde al elemento más grande, por tanto al B, ya que al ser más grande es más fácil arrancar el electrón más externo.

A tiene tendencia a ganar un electrón y así adquirir la estructura electrónica del gas noble del mismo periodo, A^-.

B tiene tendencia a perder dos electrones y así adquirir la estructura del gas noble del periodo anterior, B^{2+}.

Al combinarse entre sí formarían un compuesto iónico ya que A es un no metal y B un metal: BA_2.

15 El elemento A de Z = 20 y el elemento B de Z = 16.

¿Cuál de los dos es más electronegativo?

¿Cuál tiene la energía de ionización más pequeña?

¿Qué iones formarían?

Si se combinan entre sí, qué compuesto formarían y tipo de enlace.

Solución

El elemento B tiene seis electrones en la última capa, ns^2 np^4, pertenece al grupo de los anfígenos. El elemento A tiene dos electrones en la última capa, ns^2, per-

tenece al grupo de los alacalino-térreos. El elemento B es más electronegativo que el A porque está situado en un grupo más a la derecha de la tabla periódica, siendo más pequeño y con mayor tendencia a atraer electrones.

La energía de ionización más pequeña corresponde al elemento más grande, por tanto al A, ya que al ser más grande es más fácil arrancar el electrón más externo.

B tiene tendencia a ganar dos electrones y así adquirir la estructura electrónica del gas noble del mismo periodo, B^{2-}.

A tiene tendencia a perder dos electrones y así adquirir la estructura del gas noble del periodo anterior, A^{2+}.

Al combinarse entre sí formarían un compuesto iónico ya que A es un no metal y B un metal: BA.

16 Justifica que el átomo de plata (Z = 47) tiene valencia iónica +1.

Solución

A partir de su configuración electrónica (Tabla 1) deducimos que al perder un electrón la configuración electrónica que adquiere, [Kr] $5s^0\,4d^{10}$, es muy estable, al tener el subnivel 4d completo.

17 Justifica que el átomo de estaño (Z = 50) tiene valencia iónica +2 y +4.

Solución

A partir de su configuración electrónica (Tabla 1) deducimos que al perder dos y cuatro electrones, respectivamente, adquiere las configuraciones electrónicas: [Kr] $5s^2\,4d^{10}\,5p^0$, [Kr] $5s^0\,4d^{10}\,5p^0$, que son más estables que el átomo neutro, en especial la segunda al quedar completo el subnivel 4d y vacío los subniveles 5s y 5p.

18 Justifica que el átomo de yodo (Z = 53) tiene valencia covalente 1, 3, 5 y 7.

Solución

El yodo, de manera análoga al átomo de cloro, también halógeno, de acuerdo con la Tabla 2, dispone de un orbital semilleno en su configuración electrónica en el estado fundamental; no obstante, al disponer de orbitales d vacíos de próxima energía, podemos obtener distintas configuraciones electrónicas en el estado excitado, I*, que permiten ampliar su valencia covalente a 3, 5 y 7.

19 Mediante la consulta de la Tabla 3, indique el tipo de partículas en el retículo cristalino de las siguientes sustancias: oro, sulfuro de cobalto (II), monóxido de carbono, hidróxido de aluminio, argón, titanio, fullereno.

Solución

Iones positivos y negativos: sulfuro de cobalto (II) e hidróxido de aluminio.

Iones positivos: oro y titanio.

Moléculas: monóxido de carbono y argón (monoatómica).

Átomos: fullereno.

20 Mediante la consulta de la Tabla 3, indique la naturaleza y la importancia de las fuerzas: oro, sulfuro de cobalto (II), monóxido de carbono, hidróxido de aluminio, argón, titanio, fullereno.

Solución

Carácter electrostático e intensas: sulfuro de cobalto (II) e hidróxido de aluminio.

Metálico, fuerza variable: oro y titanio.

Fuerzas intermoleculares, variable: monóxido de carbono y argón (monoatómica).

Enlace covalente, fuerte/intermedio: fullereno.

Autoevaluación

1 Clasifique los siguientes compuestos en función de su enlace iónico o covalente: amoníaco, etanol, nitrato de potasio, yodo molecular, sulfuro de sodio.

Solución

Iónico: nitrato de potasio y sulfuro de sodio.

Covalente: amoníaco, etanol, yodo molecular.

2 Clasifique los siguientes compuestos en sólidos atómicos, sólidos metálicos y sólidos moleculares: cromo, níquel, hielo, yodo, diamante, sílice.

Solución

Sólidos atómicos: diamante, sílice.

Sólidos moleculares: yodo, hielo.

Sólidos metálicos: cromo, níquel.

3 Indique de las siguientes moléculas aquellas que son polares o apolares: silano (tetrahidruro de silicio), fosfina (trihidruro de fósforo), fluoruro de hidrógeno, monóxido de carbono, nitrógeno molecular, metanol.

Solución

Moléculas polares: fosfina, fluoruro de hidrógeno, monóxido de carbono y metanol.

Moléculas apolares: nitrógeno por ser una molécula homonuclear y silano (SiH_4) por simetría al disponer de una estructura tetraédrica regular.

4 Indique de las siguientes moléculas aquellas que poseen enlace de hidrógeno: fluoruro de hidrógeno, sulfuro de hidrógeno, hidruro de potasio, etanol (CH_3-CH_2OH), kriptón, fenol (Ph-OH).

Solución

El enlace de hidrógeno: HF, CH_3-CH_2OH, Ph-OH.

5 Indique aquellos elementos que poseen enlace metálico: helio, plomo, oro, plata, azufre, fósforo.

Solución

El enlace metálico: plomo, oro, plata.

6 Indique de las siguientes especies aquellas que pueden actuar como dador o como aceptor: metanol, protón, amoníaco, trihidruro de boro, ion hidroxilo, ion aluminio, agua.

Solución

Especies dadoras: metanol, ion hidroxilo, agua.

Especies aceptores: protón, ion aluminio, trihidruro de boro.

7 Clasifique las fuerzas intermoleculares (London, dipolo permanente, enlace de hidrógeno) que predominan en las siguientes moléculas: kriptón, bromuro de hidrógeno, trihidruro de arsénico, glicerina (propanotriol), cloro molecular.

Solución

London: kriptón, cloro molecular.

Dipolo permanente: bromuro de hidrógeno, trihidruro de arsénico.

Enlace de hidrógeno: glicerina (propanotriol).

8 Indique de los siguientes compuestos aquellos que conducen la corriente eléctrica en estado sólido y aquellos que la conducen disueltos en agua: wolframio, cloruro de sodio, glucosa, carbonato de potasio, neón, calcio.

Solución

En estado sólido los metales: wolframio y calcio.

Disuelto en agua los compuestos iónicos: cloruro de sodio y carbonato de potasio.

9 Indique de los siguientes compuestos aquellos que son electrolitos: ácido clorhídrico, sacarosa, cloruro de calcio, carbonato de sodio, fosfina, fosfato de potasio, sílice.

Solución

Electrolitos: ácido clorhídrico, cloruro de cálcio, carbonato de sódio y fosfato de potasio.

10 Escriba los iones de las siguientes sales: nitrito de cobre (I), sulfito de hierro (II), hidróxido de cromo (III), cloruro de magnesio.

Solución

Iones de cada sal: ion nitrIto NO_2^-, ion cobre (I) Cu^+; ion sulfito SO_3^{2-}, ion hierro Fe^{2+}; ion hidroxilo OH^-, ion cromo (III) Cr^{3+}; ion cloruro Cl^-, ion magnesio Mg^{2+}.

11 ¿Por qué los metales no son frágiles como los compuestos iónicos?

Solución

La fragilidad es la facilidad en romperse cuando se ejerce sobre una fuerza deformadora.

Los compuestos iónicos son muy frágiles porque una fuerza deformadora produce un desplazamiento de una capa de iones sobre otra capa, con lo que los iones de igual signo se aproximan, originando grandes repulsiones que provocan la rotura del cristal (Figura 9, página 427).

Sin embargo en los metales, las partículas de la red cristalina (iones positivos) pueden cambiar de posición sin destruirse por ello los enlaces, puesto que se trata de enlaces no dirigidos.

12 Ordene los siguientes compuestos de mayor a menor energía reticular: NaCl, LiCl, KCl, RbCl.

Solución

LiCl > NaCl > KCl > RbCl.

13 Ordene de menor a mayor punto de ebullición los siguientes compuestos: propanotriol, propanol, propanodiol.

Solución

Propanol < propanodiol < propanotriol.

14 El elemento A de Z = 13 y el elemento B de Z = 15.

¿Cuál de los dos es más electronegativo?

¿Cuál tiene la energía de ionización más pequeña?

¿Qué iones formarían?

Si se combinan entre sí, qué compuesto formarían y tipo de enlace.

Solución

Es más electronegativo **B** porque está situado en un grupo más a la derecha de la tabla periódica.

A tiene la energía de ionización más pequeña.

A formaría A^{3+}, **B** formaría B^{3-}.

Si se combinan entre sí, daría lugar a un compuesto iónico de fórmula AB.

15 ¿Por qué el agua tiene una temperatura de fusión y ebullición mayor que el resto de hidruros del mismo grupo (H_2S, H_2Se,).

Solución

El enlace covalente O-H está formado por un átomo muy pequeño y electronegativo, O, y un átomo de hidrógeno, por lo que es un enlace covalente muy polar. Se genera un enlace denominado de hidrógeno entre un átomo de hidrógeno de una molécula de agua con el átomo de oxígeno de otra molécula de agua que justifica que tenga un punto de fusión y ebullición más elevado que el resto de hidruros no metálicos del mismo grupo.

16 Justifica que el átomo de azufre (Z = 16) tiene valencia iónica -2.

Solución

A partir de su configuración electrónica (Tabla 1) deducimos que al ganar dos electrones la configuración electrónica que adquiere, [Ne] $3s^2\,3p^6$, es muy estable al coincidir con la del argón, gas noble del mismo periodo

17 Justifica que el átomo de arsénico (Z = 33) tiene valencia iónica -3.

Solución

A partir de su configuración electrónica [Ar]$4s^2 3d^{10} 4p^3$, deducimos que al ganar tres electrones la configuración electrónica que adquiere, [Ar]$4s^2 3d^{10} 4p^6$, es muy estable al coincidir con la del kriptón, gas noble del mismo periodo

18 Justifica que el átomo de selenio (Z = 34) tiene valencia covalente 2, 4 y 6.

Solución

El selenio, [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p_x^2\ 4p_y^1\ 4p_z^1$, dispone en el estado fundamental de dos orbitales semillenos. Puede ampliar su covalencia por la promoción de un electrón del orbital 4s al orbital 4d y de un orbital 4p al 4d; las respectivas configuraciones electrónicas serían [Ar] $4s^1\ 3d^{10}\ 4p_x^2\ 4p_y^1\ 4p_z^1\ 4d^1$, [Ne] $4s^1\ 3d^{10}\ 4p_x^1\ 4p_y^1\ 4p_z^1\ 4d^1\ 4d^1$; así el selenio dispone de valencia covalente de 2, 4 y 6.

19 Mediante la consulta de la Tabla 3, indique el tipo de partículas en el retículo cristalino de las siguientes sustancias: iridio, bromuro de cesio, ozono, óxido de hierro (III), radón, manganeso, diamante.

Solución

Iones positivos y negativos: bromuro de cesio y óxido de hierro (III).

Iones positivos: iridio y manganeso.

Moléculas: ozono y radón (monoatómica).

Átomos: diamante.

20 Mediante la consulta de la Tabla 3, indique la naturaleza y la importancia de las fuerzas: iridio, bromuro de cesio, ozono, óxido de hierro (III), radón, manganeso, diamante.

Solución

Carácter electrostático e intenso: bromuro de cesio y óxido de hierro (III).

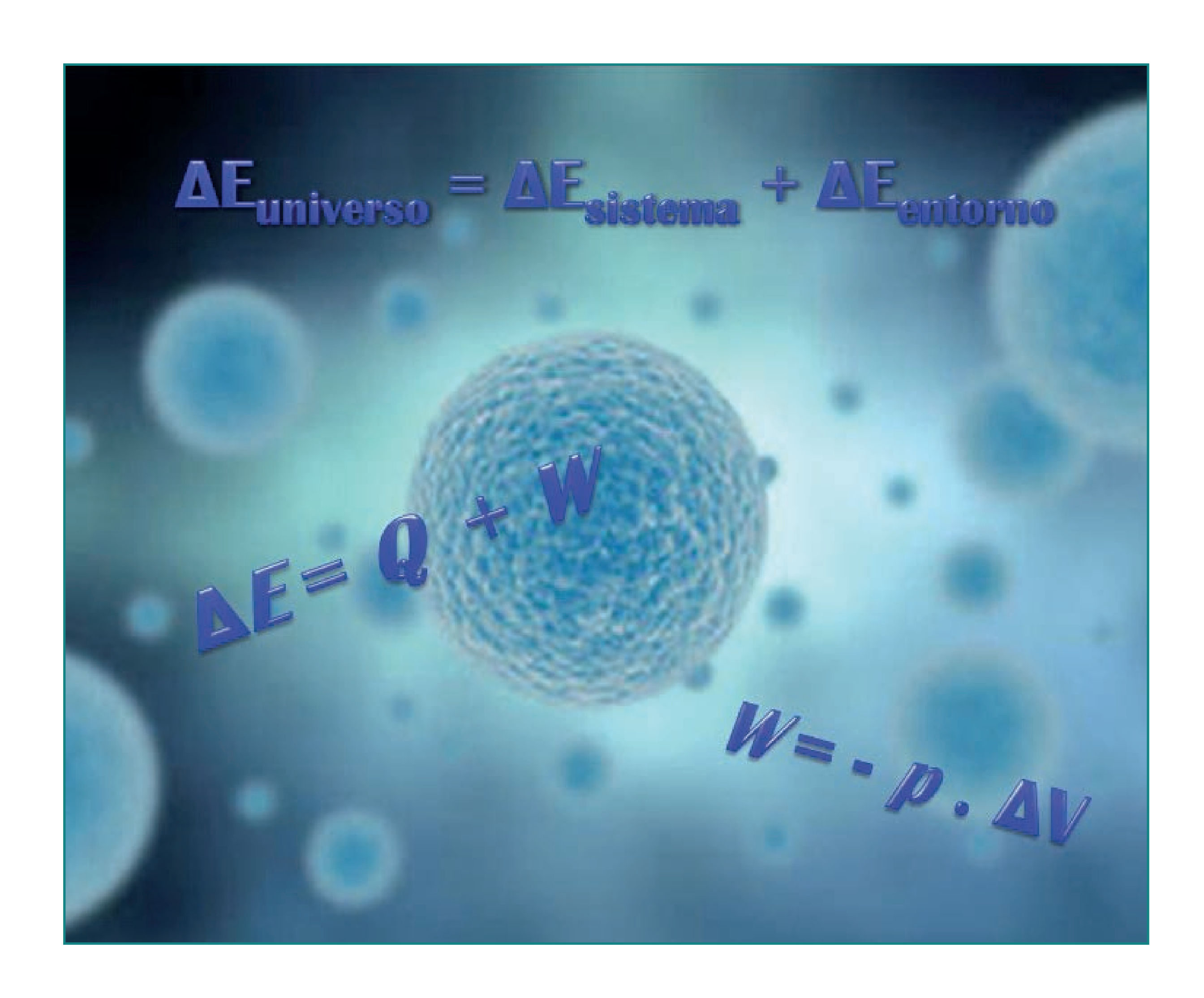
Metálico, fuerza variable: iridio y manganeso.

Fuerzas intermoleculares, variable: ozono y radón (monoatómica).

Enlace covalente, fuerte: diamante.

TEMA 6

Termodinámica química



Contenidos

— Términos básicos utilizados en termoquímica: reacciones exotérmicas y endotérmicas. Universo, sistema y entorno. Sistema abierto, cerrado y aislado. Función de estado. Ecuación de estado.

— Magnitudes termodinámicas: energía interna, trabajo y calor. Primer principio de la termodinámica. Calores de reacción. Entalpías estándar. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess.

— Espontaneidad de las reacciones químicas. Entropía. Segundo principio de la termodinámica. Energía libre de Gibbs: criterio de espontaneidad.

Objetivos

— Definir qué es un sistema abierto, cerrado y aislado.

— Definir qué es una función de estado.

— Distinguir entre energía interna de un sistema y las formas de transferencia de energía: calor y trabajo.

— Calcular el valor de una de las siguientes magnitudes, a partir de los valores conocidos de las otras dos: variación de energía interna, calor y trabajo.

— Definir qué se entiende por estado normal o estándar de una sustancia.

— Utilizando el convenio de signos adoptado, indicar a partir del signo de la variación de entalpía, cuándo una reacción es endotérmica o exotérmica.

— Definir qué se entiende por entalpía molar estándar de formación de una sustancia

— Calcular la variación de entalpía, ΔH°, de una reacción química, a partir de los valores de ΔH° de otras reacciones apropiadas

— Definir qué se entiendo por un proceso espontáneo.

— Definir el concepto de entropía.

— Calcular la variación de entropía, ΔS°, de una reacción química, a partir de los valores de S° de otras reacciones apropiadas

— Utilizando el convenio de signos adoptado, deducir a partir del valor de ΔG° si un proceso es espontáneo, no espontáneo, o está en equilibrio.

— Calcular la variación de energía libre de Gibbs, ΔG°, de una reacción química, a partir de los valores de ΔG° de otras reacciones apropiadas

— Interpretar diagramas entálpicos y de energía libre de Gibbs.

Introducción

En las reacciones químicas se necesita un aporte de energía para conseguir las roturas de los enlaces de las sustancias reaccionantes. Al formarse los nuevos enlaces de los productos de la reacción, se libera energía. Es decir, en todo proceso químico siempre tiene lugar una transferencia de energía entre el sistema y el entorno.

Este intercambio energético que se puede manifestar de diferentes formas: calor, trabajo, electricidad, etc., suministra información sobre el contenido energético de los reactivos y de los productos, ya que la energía química es una energía potencial almacenada en la propia estructura de las sustancias que intervienen en esta reacción.

Para realizar un estudio completo de una reacción química es necesaria la aplicación del Principio de conservación de la masa (Principio de Lavoisier) y también se requiere conocer la energía intercambiada durante el proceso.

La especialidad que estudia las relaciones existentes entre la energía y los cambios químicos es la *Termodinámica Química:* ciencia que trata de los cambios de energía que se producen en los procesos químicos y físicos. La parte de la Termodinámica que estudia específicamente la energía calorífica que acompaña a una reacción química se denomina Termoquímica: parte de la Química que estudia los cambios de calor que suceden en las reacciones químicas.

Un *Proceso Termodinámico* es una trasformación en la que un sistema intercambia energía con su entorno, pasando desde un estado inicial de equilibrio a otro estado final de equilibrio.

Los procesos termodinámicos pueden ser reversibles o irreversibles, según la posibilidad de invertir el sentido de la transformación mediante cambios infinitesimales en los valores de las variables.

La energía del universo es constante, la entropía del universo procura conseguir un valor máximo. De este modo Rudolf Clausius (Figura 1) expuso las dos primeras leyes de la termodinámica. Físico teórico alemán, se debe el término «entropía», al igual que importantes contribuciones en el campo de la teoría cinética de los gases, la termodinámica y la electrólisis.

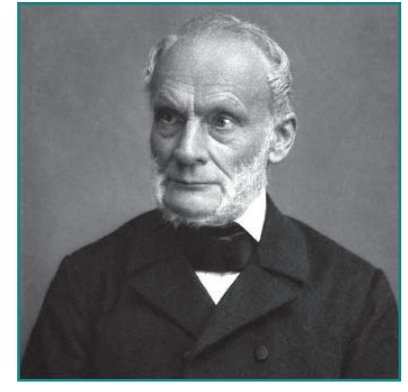


Figura 1. R. Claussius (1822-1888).

J. W. Gibbs (Figura 2) físico y matemático norteamericano, en 1863 se doctoró en Ingeniería por la Universidad de Yale, lo que constituyó el primer doc-

torado por ingeniería en esa universidad y el segundo en los Estados Unidos. En 1871 fue nombrado profesor de Física matemática de la misma, plaza que conservó hasta su muerte. A partir del concepto de entropía definió una nueva función de estado conocida como la *energía libre de Gibbs, G,* cuya variación permitía predecir más fácilmente la espontaneidad de la reacción química.

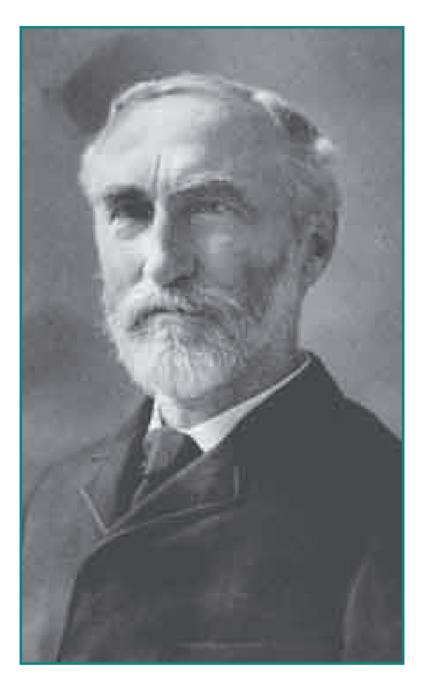


Figura 2. J. W. Gibbs (1839-1903).

Desarrollo de los contenidos

1. TÉRMINOS BÁSICOS UTILIZADOS EN TERMOQUÍMICA: REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS. UNIVERSO, SISTEMA Y ENTORNO. SISTEMA ABIERTO, CERRADO Y AISLADO. FUNCIÓN DE ESTADO. ECUACIÓN DE ESTADO

Las reacciones químicas llevan consigo una transferencia de energía entre el sistema y el entorno. Dependiendo de cómo se realiza este intercambio de energía podemos considerar de:

— **Reacciones exotérmicas,** aquellas en las que la energía liberada en la transformación de nuevos enlaces de los productos es superior a la que es necesario aportar para la ruptura de enlaces en los reactivos; como por ejemplo en cualquier reacción de combustión.

— **Reacciones endotérmicas,** aquellas que sólo tienen lugar si se suministra suficiente cantidad de energía a los reactivos porque el contenido energético de los productos es mayor que el contenido energético de los reactivos, como por ejemplo la reacción de formación del monóxido de nitrógeno.

Para analizar estos cambios de energía asociados a las reacciones químicas, es necesario definir algunos conceptos básicos como: sistema, entorno, universo, variables de estado, funciones y ecuaciones de estado.

Así definimos **sistema** como la parte del universo que sometemos a estudio y que separamos, mediante límites definidos, reales o ficticios, del resto que lo rodea, que es el **entorno**. El **universo** es el sistema más su entorno.

En función de la capacidad de intercambio con el entorno, un sistema puede ser abierto, cerrado o aislado.

Un **sistema** es **abierto** cuando puede intercambiar materia y energía con el entorno. Un **sistema cerrado** es aquel que intercambia energía con el entorno, pero no materia y, por último, un **sistema aislado** es el que no intercambia materia ni energía con el entorno.

Una vez delimitado el sistema a estudiar, es preciso conocer ciertas magnitudes como presión, volumen, temperatura y composición de las sustancias que lo integran. Estas magnitudes que pueden variar a lo largo de los procesos sufridos por el sistema, reciben el nombre de **variables o propiedades termodinámicas** y definen el **estado físico del sistema.**

Las variables termodinámicas pueden ser a su vez **extensivas o intensivas**. **Extensivas:** cuando su valor depende de la cantidad de materia que contiene el sistema,

por ejemplo el volumen o la masa; o **intensivas** si su valor es independiente de la cantidad de materia del sistema, como la temperatura o la presión.

No todas las variables termodinámicas son independientes entre sí, sino que están relacionadas mediante las **ecuaciones de estado**. Así la ecuación de estado de los gases ideales PV = nRT, a partir de la cual es posible determinar, por ejemplo, la presión si se conoce el volumen, la temperatura y el número de moles.

Las **funciones de estado** son las variables termodinámicas cuyo valor sólo depende del estado actual del sistema y no del procedimiento por el que el sistema llegó a dicho estado.

Así, por ejemplo, **la energía interna, entalpía, la entropía, la presión, el volumen y la temperatura** son funciones de estado porque las variaciones que experimentan sólo dependen del estado inicial y del estado final del sistema, sin importar el camino de la trasformación. En cambio, otras magnitudes, como **el calor y el trabajo**, no lo son porque su valor depende del mecanismo o camino por el que el sistema se transformó de un estado inicial a otro final.

Establecer las relaciones que ligan a estas diferentes magnitudes es el objeto de los Principios de la Termodinámica.

2. MAGNITUDES TERMODINÁMICAS: ENERGÍA INTERNA, TRABAJO Y CALOR. PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA. CALORES DE REACCIÓN. ENTALPÍAS ESTÁNDAR. ECUACIONES TERMOQUÍMICAS. LEY DE HESS

De acuerdo con el **principio de conservación de la energía**, la energía no se crea ni se destruye, por lo que en cualquier proceso termodinámico, la cantidad total de energía del universo se mantiene constante y por tanto su variación es nula.

$$\Delta E_{universo} = \Delta E_{sistema} + \Delta E_{entorno} = 0$$

$$\Delta E_{sistema} = - \Delta E_{entorno}$$

Cuando en una reacción química se realiza en un recipiente cerrado, se produce un intercambio de calor y trabajo, que conlleva cambios en la energía del sistema y del entorno.

Principio de conservación de la energía. La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

La energía interna, E, o energía química es la energía total (cinética y potencial) debida a las uniones entre los átomos, iones y moléculas que forman cada sustancia del sistema, en sus diferentes formas de movimiento y de interacciones. En toda reacción química, se rompen algunas uniones y se forman otras nuevas. El balance energético entre las uniones formadas y las rotas no es nulo y, como la energía total no cambia, el exceso o defecto de energía química se convierte en otros tipos de energía.

Esta energía absorbida o desprendida puede ser en forma de energía luminosa, eléctrica, mecánica, etc., pero habitualmente se manifiesta en forma de trabajo y calor. El trabajo, *W*, y el calor, *Q*, no son formas de energía, sino formas de transferencia

de energía fluyendo de un sistema a otro (energías en tránsito); el trabajo mediante la acción de fuerzas que realizan desplazamiento y el calor mediante una diferencia de temperatura.

El trabajo es energía transferida mediante una conexión mecánica entre un sistema y sus alrededores. En termoquímica es muy importante el trabajo de expansión-compresión asociados a los cambios de volumen, ΔV, que experimenta un sistema sometido a una presión externa constante, *p*. Se obtiene por medio de la expresión:

$$W = - p \cdot \Delta V$$

La Figura 3 muestra un gas encerrado en un émbolo que se expande (izquierda) y que se comprime (derecha). Cuando el sistema se expande, aumenta de volumen, el trabajo que realiza es negativo (realizado por el sistema); mientras que cuando el sistema se comprime, disminuye su volumen, el trabajo que realiza es positivo (realizado por una fuerza exterior sobre el sistema).

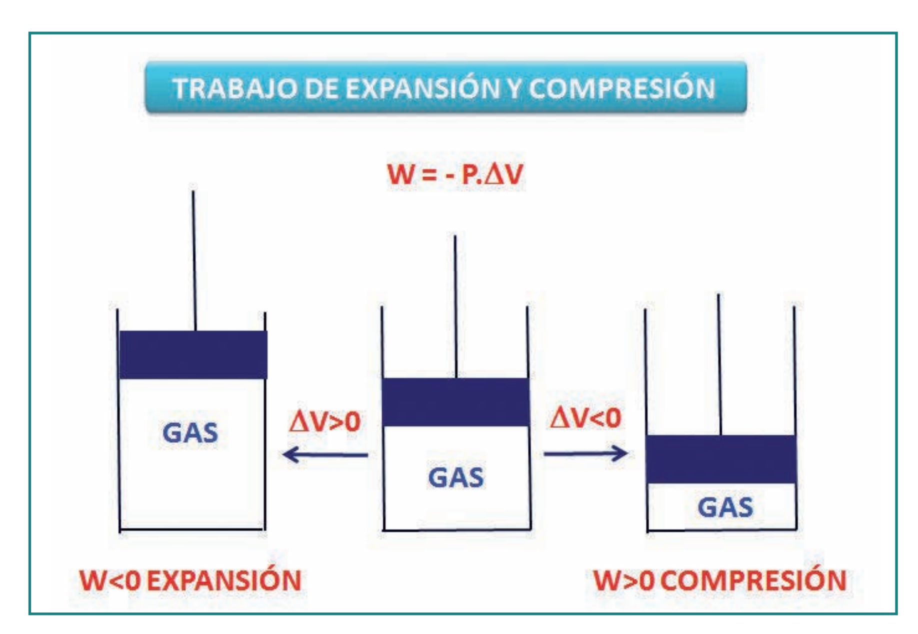


Figura 3. Compresión y expansión de un gas en un émbolo.

Calor, Q, es la energía transferida a causa de una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores.

El calor desprendido o absorbido, en determinadas condiciones, en una reacción química se llama *calor de reacción*, y tiene un valor característico para cada reacción. Las reacciones químicas pueden entonces clasificarse en *exotérmicas* o *endotérmicas*, según que haya desprendimiento o absorción de calor, respectivamente, es decir, las reacciones exotérmicas son las que, cuando se producen, desprenden calor por sí mismas, y las reacciones endotérmicas son aquellas que necesitan de un aporte energético externo para poder llevarse a cabo. En la Figura 4 se muestra un diagrama del calor intercambiado en una reacción química exotérmica y endotérmica. En una reacción exotérmica el calor es negativo, cedido por el sistema, y en una reacción endotérmica el calor intercambiado es positivo, absorbido por el sistema.

$$C\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + \text{energía} \qquad \textit{Exotérmica}$$

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) + \text{energía} \rightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \textit{Endotérmica}$$

Las ecuaciones químicas como éstas, en las que se especifica el intercambio de energía, se llaman **ecuaciones termoquímicas**.

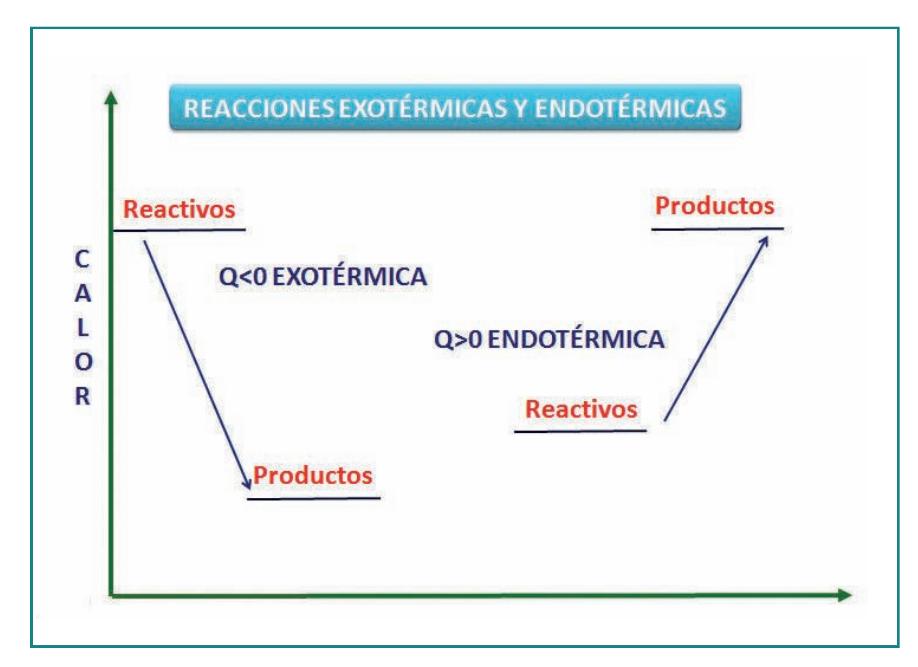


Figura 4. Reacciones exotérmicas y endotérmicas.

La energía calorífica desprendida o absorbida en una reacción química es directamente proporcional a la cantidad de sustancia que interviene en la misma. Esto nos permite utilizar las ecuaciones termoquímicas para efectuar cálculos estequiométricos, incluyendo la energía.

La unidad de trabajo, energía y calor en el S.I. es el julio, J. También es habitual utilizar la caloría (cal). La relación entre estas dos unidades es:

$$1 \text{ cal} = 4{,}183 \text{ J}$$

2.1. Primer principio de la Termodinámica

En un proceso químico, la variación de energía interna, ΔE, de un sistema es igual a la suma del calor, Q, intercambiado entre el sistema y su entorno y el trabajo, W, realizado por o sobre el sistema.

Este enunciado se puede expresar matemáticamente de la siguiente forma:

$$\Delta E = Q + W$$

La energía interna de un sistema, *E*, es la suma de todas las energías contenidas en dicho sistema, que en nuestro caso sería la energía química contenida en las sustancias que forman parte de la reacción. La energía interna es una función de estado, es decir, su variación depende de los estados inicial y final del sistema y no de la trayectoria seguida en la misma.

En la Figura 5 se realiza un esquema del signo del trabajo, calor y energía interna a partir del primer principio de la termodinámica.

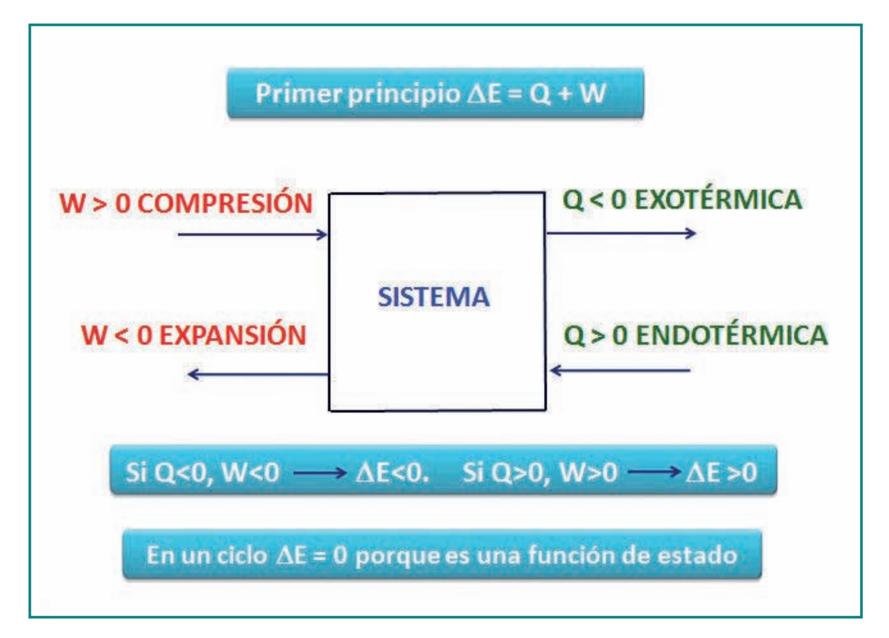


Figura 5. Signo de la variación de energía interna, del calor y del trabajo.

Se ha establecido un *Criterio de Signos* (IUPAC), que nos permite calcular el calor que se transfiere durante la reacción y el posible trabajo de expansión o comprensión que en ella ocurre:

— Cuando un sistema absorbe calor, el valor de *Q*, es positivo, y aumenta su energía interna, *E*.

— Cuando el sistema libera calor, el valor de *Q*, es negativo, y disminuye su energía interna.

— Cuando el sistema se expande, realiza un trabajo para vencer la presión exterior (el sistema contra las fuerzas exteriores), ese trabajo se realiza a costa de la energía interna *(E)* del sistema que, por tanto, disminuye, el trabajo de expansión se considera negativo (valor de *W* es negativo).

— Cuando el sistema disminuye de volumen será porque se realiza un trabajo externo sobre él (fuerzas exteriores contra el sistema), ese trabajo aumenta la energía interna *(E)* del sistema y, por tanto el trabajo de compresión se considera positivo (valor de *W* tiene signo positivo).

Primer principio de la Termodinámica. La variación de energía interna del sistema es igual a la suma del calor intercambiado y el trabajo realizado.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Calcula la variación de energía interna de un sistema que al expandirse realiza un trabajo de 2kJ y absorbe 1 kcal.

Solución

El trabajo es negativo porque el gas se expande y el calor es positivo porque es absorbido por el sistema. Debemos unificar unidades.

W = - 2kJ; Q = + 1kcal x 4,18 kJ / 1 kcal = 4,18 kJ

Aplicamos el primer principio de la termodinámica, $\Delta E = Q + W$.

$$\Delta E = 4{,}18 - 2 = 2{,}18 \text{ kJ}$$

Ejercicio 2

La disminución de energía interna de un sistema es 20 kJ, el gas se comprime realizándose un trabajo sobre él de 10 kJ. Calcular el calor intercambiado y clasificar la transformación en exotérmica o endotérmica.

Solución

La variación de energía interna es negativa, $\Delta E = -20$ kJ

El trabajo es positivo porque se realiza sobre el sistema, W = 10 kJ.

Aplicamos el primer principio de la termodinámica, $\Delta E = Q + W$.

Q = -20 – 10 = **-30 kJ**; el proceso es exotérmico

2.2. Calores de reacción

La variación de energía interna sólo depende de la naturaleza química y del estado de los reactivos y productos, es una *función de estado*. No se puede conocer el valor absoluto de la energía interna de un sistema, sólo su variación, ΔE.

El Primer Principio de la Termodinámica establece que:

$$\Delta E = Q + W$$

y según el criterio de signos adoptado.

$$W = -p\,.\Delta V$$

Vamos a ver los dos casos de mayor interés, según el proceso se lleve a cabo a **volumen constante** o tenga lugar a **presión constante.**

- **Procesos a volumen constante**

Cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado no varía el volumen del sistema durante el proceso químico (volumen constante → proceso isócoro) y, por tanto, no habrá trabajo de expansión ni de compresión.

La variación de energía interna es igual al calor intercambiado a volumen constante.

$$V_1 = V_2 \rightarrow \Delta V = 0 \rightarrow p.\,\Delta V = 0 \rightarrow W = 0$$

$$\boldsymbol{\Delta E = Q_v} \qquad Q_v \text{ (calor de reacción a volumen constante)}$$

Cuando $\boldsymbol{Q_v > 0}$ → proceso endotérmico (el sistema ha recibido calor del entorno y la energía interna del sistema ha aumentado).

Cuando $Q_v < 0$ $\rightarrow$ proceso exotérmico (el sistema cede calor al entorno a costa de su propia energía interna y, por tanto, la energía interna del sistema disminuye).

Por tanto, para medir ΔE sólo precisamos efectuar una reacción a volumen constante y medir el calor absorbido o desprendido. Esto suele llevarse a cabo mediante una bomba calorimétrica.

Calor de reacción a volumen constante. La variación de energía interna del sistema es igual al calor intercambiado a volumen constante.

- **Procesos a presión constante**

Cuando los procesos químicos se realizan en recipientes abiertos y a presión atmosférica, que se puede considerar constante (proceso isóbaro), el volumen puede variar y tendremos que:

$$\Delta E = Q + W$$

$$\Delta E = Qp - p.\ \Delta V$$

$$Qp = \Delta E + p.\ \Delta V$$

Para estudiar el calor de reacción a presión constante, se suele utilizar una nueva variable termodinámica denominada **Entalpía,** representada por la letra ***H***. Se mide en julios y su valor viene dado por:

$$H = E + p.V$$

La mayoría de las reacciones químicas, tanto en el laboratorio como en la industria, se llevan a cabo en recipientes abiertos, es decir, a presión constante, por lo que suele emplearse, en general, el calor a presión constante. En este tipo de procesos (*p*= cte.) la energía intercambiada mediante calor entre el sistema y el entorno es igual a la **variación de entalpía, ΔH***,* del sistema:

$$Qp = \Delta H$$

Calor de reacción a presión constante. La variación de entalpía del sistema es igual al calor intercambiado a presión constante.

por lo que si el calor transferido a presión constante, *Q*p, equivale a la variación de entalpía, tenemos:

$$Qp = \Delta H$$

$$\Delta H = \Delta E + p.\ \Delta V$$

El calor de una reacción a presión constante está relacionado con el calor de la reacción a volumen constante mediante la expresión:

$$Qp = Qv + p.\ \Delta V$$

En las reacciones que sólo intervienen sólidos y líquidos la variación de volumen del sistema es prácticamente nulo, por lo que el calor a presión y a volumen constante coinciden. En las reacciones que intervienen gases hay variación de volumen si varía el número de moles de especies químicas gaseosas, dado que:

$$p.\ \Delta V = \Delta n.R.T$$

$$Qp = Qv + \Delta n.R.T$$

Donde Δn representa la variación del número de moles de especies químicas gaseosas en la reacción.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Calcula el calor intercambiado cuando un sistema aumenta su energía interna en 500 J en una transformación a volumen constante. ¿Es un proceso exotérmico o endotérmico?

Solución

En una transformación a volumen constante el trabajo desarrollado es nulo, dado que $W = - P\Delta V$, si $V = cte$, $\Delta V = 0$. Así el calor intercambiado a volumen constante es igual a la variación de energía interna.

$$\Delta E = Q + W;\ +500 = Q + 0;$$

$Q = \Delta E = 500$ J (**endotérmico** porque es positivo)

Ejercicio 2

En una transformación a presión constante (isobárica) el aumento de energía interna es de 0,5 kJ y el trabajo realizado sobre el sistema es de 400 J. Determina la variación de entalpía del proceso.

Solución

En una transformación a presión constante el calor intercambiado es igual a la variación de entalpía del proceso.

$\Delta E = 0{,}5$ kJ $= 500$ J; $W = 400$ J (el trabajo es positivo porque es realizado sobre el sistema)

Aplicamos el primer principio de la termodinámica, $\Delta E = Q + W$.

$$500 = Qp + 400$$

$Qp = \Delta H = 100$ J (**endotérmico** porque es positivo)

Ejercicio 3

Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: En toda reacción química el calor a volumen constante coincide con el calor a presión constante.

Solución

Sólo se cumple si la variación de número de moles de especies químicas gaseosas es nula, o bien la reacción intervienen sólo líquidos y/o sólidos. En estos casos:

$$Qp = Qv + \Delta n.R.T$$

$$\Delta n = 0$$

$$Qp = Qv.$$

2.3. Entalpía estándar o normal

La entalpía estándar o normal de formación, es la variación de entalpía que acompaña a la formación de un mol de una sustancia, en su estado normal, a partir de los correspondientes elementos, también en sus estados normales (forma física más estable, 298 K y 1atm. de presión); se representa por ΔH^o_f. De la definición adoptada se deduce que los calores normales de formación de los elementos, en su forma física más estable, serán nulos.

La diferencia entre la entalpía de los productos de una reacción química, y la de los reactivos, se denomina **Entalpía de Reacción**, y se escribe como ΔH_r, la mayoría de las veces, simplemente ΔH.

La variación de entalpía que acompaña a una reacción se debe a la diferencia entre la cantidad de energía almacenada por los reactivos y la almacenada por los productos, por lo que para una reacción cualquiera se cumple que:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f \text{ (productos)} - \sum \Delta H_f \text{ (reactivos)}$$

La entalpía de una reacción química se puede expresar como la diferencia, entre la suma de las entalpías de formación de los productos de la reacción multiplicadas por los coeficientes estequiométricos, y la suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los respectivos coeficientes esquiométricos.

Si $\Delta H > 0$ $\rightarrow$ es positivo $\rightarrow$ la reacción es endotérmica (el proceso absorbe calor) $\rightarrow$ ΔHproductos > ΔHreactivos.

Si $\Delta H < 0$ $\rightarrow$ es negativo $\rightarrow$ la reacción es exotérmica (el proceso libera calor) $\rightarrow$ ΔHproductos < ΔHreactivos.

La variación de entalpía de una reacción se denomina **normal o estándar**, y se denota como ΔH^o_r o simplemente ΔH^o, cuando el valor de la presión es 1 atm y la temperatura 25ºC:

$$\Delta H^o_{reacción} = \sum \Delta H^o_f \text{ productos} - \sum \Delta H^o_f \text{ reactivos}$$

Las tablas de datos de entalpías formación están tabuladas en condiciones estándar.

2.4. Ecuaciones termoquímicas

Las ecuaciones termoquímicas indican las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen y también los cambios de entalpía que acompañan a estos procesos, en unas condiciones de presión y temperatura determinadas.

Como el calor de reacción depende del estado físico (sólido, líquido o gas) de las sustancias reaccionantes y de las condiciones del sistema (temperatura y presión si intervienen gases), deben señalarse ambas.

La mayoría de los procesos se refieren a 1 mol de reactivo o producto, por lo que decimos *Entalpía molar* y las unidades son J/mol o kJ/mol.

$$H_{2(g)} + \tfrac{1}{2}\, O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H^o = -241{,}8 \text{ kJ/mol}$$

En la Figura 6 se muestra el diagrama entálpico de formación del agua en estado gaseoso a partir de sus elementos. Al ser un proceso exotérmico el contenido energé-

tico de los productos es inferior al contenido energético de los reactivos. Obsérvese que el calor intercambiado en la Figura 6 corresponde a la formación de dos moles de agua en estados gaseoso.

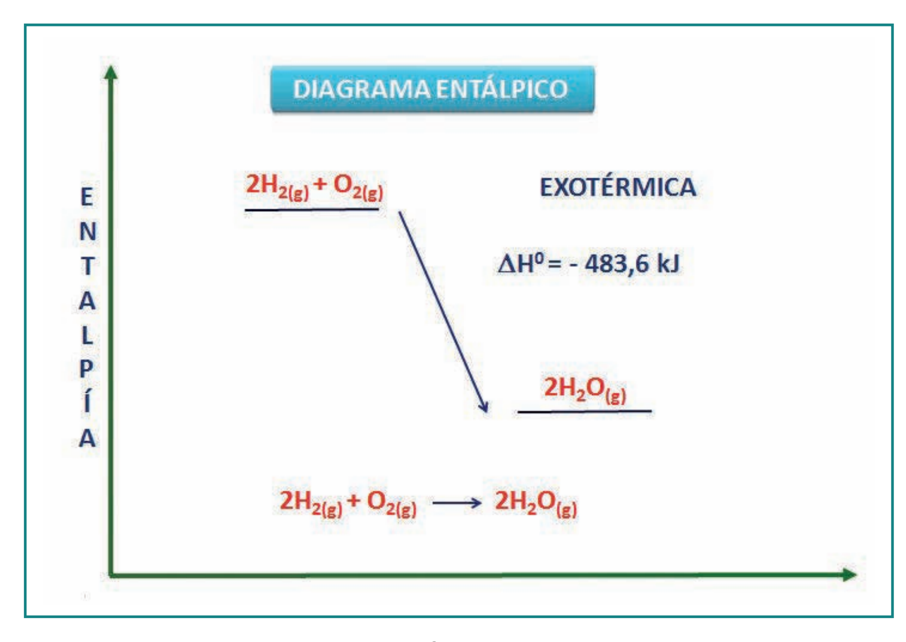


Figura 6. Diagrama entálpico de formación del agua en estado gaseoso.

La entalpía de una reacción se puede visualizar por medio del llamado diagrama de entalpía. Dicho diagrama se construye de modo que las líneas horizontales corresponden a diferentes valores absolutos de la entalpía, y por tanto, los cambios de entalpía, se representan por las distancias verticales que separan dichas líneas.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

La entalpía de formación del amoníaco gaseoso es $\Delta H° = -46,2$ kJ/mol. Calcule el calor que se libera cuando se forman 5 litros de amoníaco, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

Solución

$$1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)})$$

$$5 \text{ L de } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } NH_3}{22,4 \text{ L } NH_3} \times \frac{46,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } NH_3} = \mathbf{10,3\ kJ\ (desprendidos)}$$

Ejercicio 2

Determina la entalpía de las siguientes reacciones.

a) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

b) $2NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

c) $NH_{3(g)} \rightarrow 1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)}$

En la formación de un mol de amoníaco a partir de sus elementos se desprenden 46,2 kJ.

Solución

a) Corresponde a la formación de dos mol de amoníaco a partir de sus elementos, por tanto 2 moles $\times$ 46,2 kJ / 1 mol de NH_3 = 92,4 kJ (desprendidos).

b) Corresponde a la descomposición de dos mol de amoníaco en sus elementos, proceso inverso al anterior. Como la variación de entalpía es una función de estado, tendrá el mismo valor que en la transformación a) pero de signo contrario, 92,4 kJ (absorbidos).

c) Corresponde a la descomposición de un mol de amoníaco en sus elementos, proceso inverso al de formación de un mol. La variación de entalpía tendrá el mismo valor numérico y positivo, 46,2 kJ (absorbidos).

Ejercicio 3

El apagado de la cal viva consiste en la reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)} \quad \Delta H° = -15{,}6 \text{ kcal/mol}$$

¿Cuánto calor se desprende en el apagado de 10 Kg de cal viva?

Solución

Se liberan 15,6 kcal por mol de cal viva, $CaO_{(s)}$ que reacciona o de cal apagada que se forma, $Ca(OH)_{2(s)}$.

$$10^4 \text{ g CaO} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \times \frac{15{,}6 \text{ kcal}}{1 \text{ mol CaO}} = \mathbf{2785{,}7 \text{ kcal (se desprende)}}$$

2.5. Ley de Hess

Como la entalpía es una función de estado, la entalpía de una reacción, ΔH, sólo depende de las sustancias iniciales (reactivos) y finales (productos), pero no de los pasos intermedios o camino de reacción. Esto nos permite calcular las entalpías de muchas reacciones, que no pueden medirse directamente pues, a veces, un proceso químico puede tener lugar en varias etapas, sin embargo, el calor absorbido o cedido por el sistema en dicho proceso sólo va a depender de las entalpías de formación de los productos finales y de los reactivos iniciales y no de las sustancias intermedias, que se hayan podido formar en los diferentes pasos que conforman el proceso global.

Este hecho nos permite enunciar la *Ley de Hess* de aditividad de entalpías que dice: *Cuando una reacción química puede expresarse como suma algebraica de otras, su calor de reacción es igual a la suma algebraica de los calores de las reacciones par-*

ciales. Esto es debido a que la entalpía de una reacción química depende solo de los estados iniciales y finales, y su valor es el mismo e independiente de que la reacción trascurra en una o varias etapas.

En la Figura 7 se ha realizado un diagrama entálpico correspondiente a una reacción química que puede tener lugar por dos caminos. El primer camino es directo de reactivos a productos, mientras que el segundo tiene lugar en dos etapas, pasando por unos productos intermedios. La entalpía de la reacción es independiente que transcurra en una única etapa o en dos etapas sucesivas.

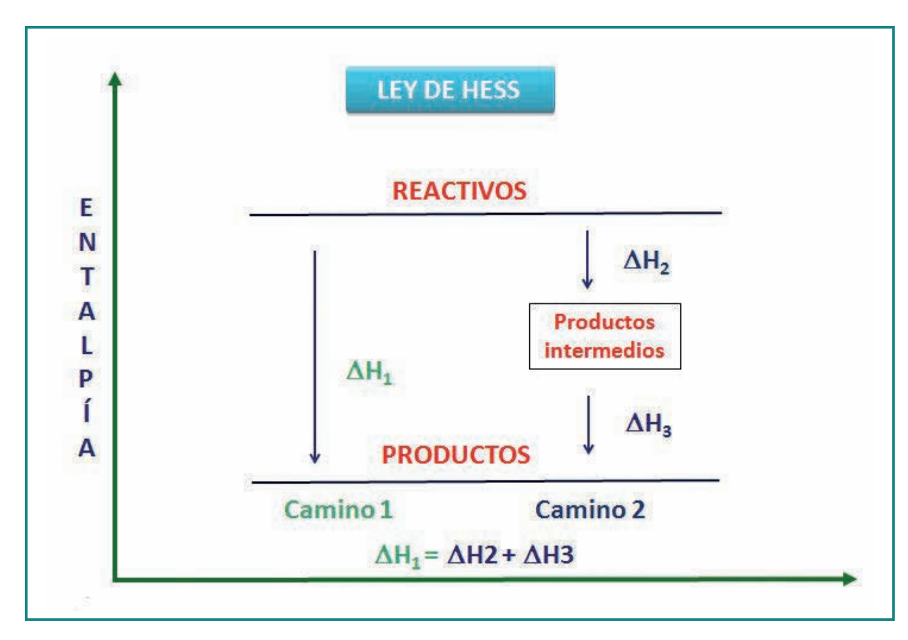


Figura 7. Diagrama estálpico de la ley de Hess.

En la Figura 8 se muestra el diagrama entálpico correspondiente a la vaporización del agua. La entalpía del proceso se obtiene por combinación de las entalpías de formación del agua líquida y del agua en estado gaseoso, como se muestra en la figura.

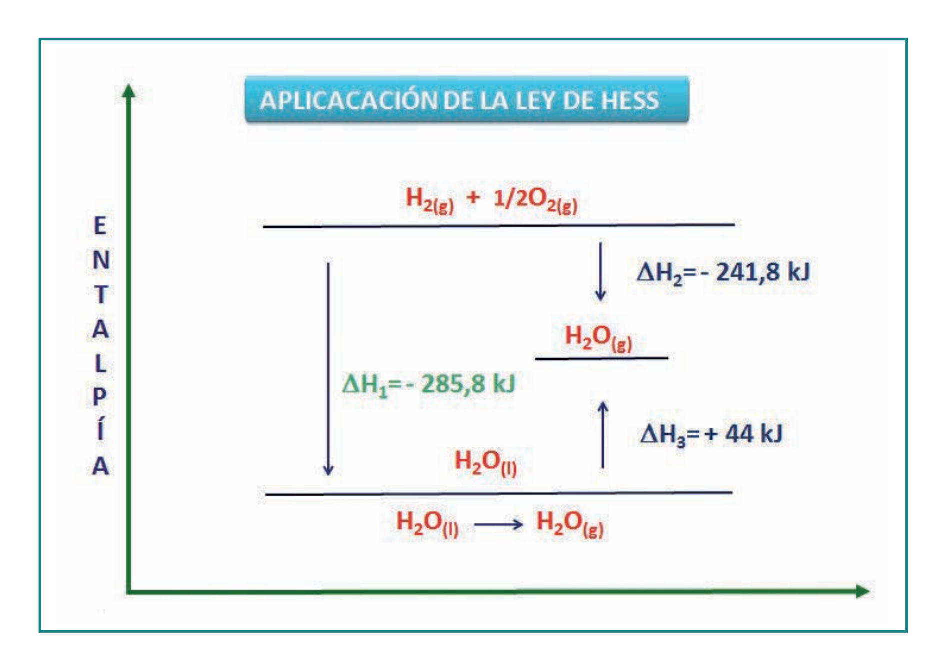


Figura 8. Aplicación de la Ley de Hess en el proceso de vaporización del agua.

(1) $H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H°1 = -241{,}8$ kJ

(2) $H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ $\Delta H°2 = -285{,}8$ kJ

(3) $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H°3 = ?$

La reacción (3) puede expresarse como (1) – (2) = (3), por lo que tendremos que $\Delta H°$ vaporización agua será:

$$\Delta H°3 = \Delta H°1 - \Delta H°2 = -241{,}8 \text{ kJ} - (-285{,}8 \text{ kJ}) = 44 \text{ kJ}$$

Ley de Hess. Cuando una reacción química puede expresarse como suma algebraica de otras, su calor de reacción es igual a la suma algebraica de los calores de las reacciones parciales.

En la Figura 9 se muestra el diagrama entálpico correspondiente a la combustión del acetileno, donde $\Delta H°_1$, representa la entalpía de formación del acetileno a partir de sus elementos; $\Delta H°_2$, la entalpía de formación de dos moles dióxido de carbono; y $\Delta H°_3$, la entalpía de formación de un mol de agua. Puede comprobarse que la suma algebraica mostrada en la figura nos genera la reacción de combustión del acetileno. La primera reacción es endotérmica y las otras dos son exotérmicas. La reacción global es exotérmica.

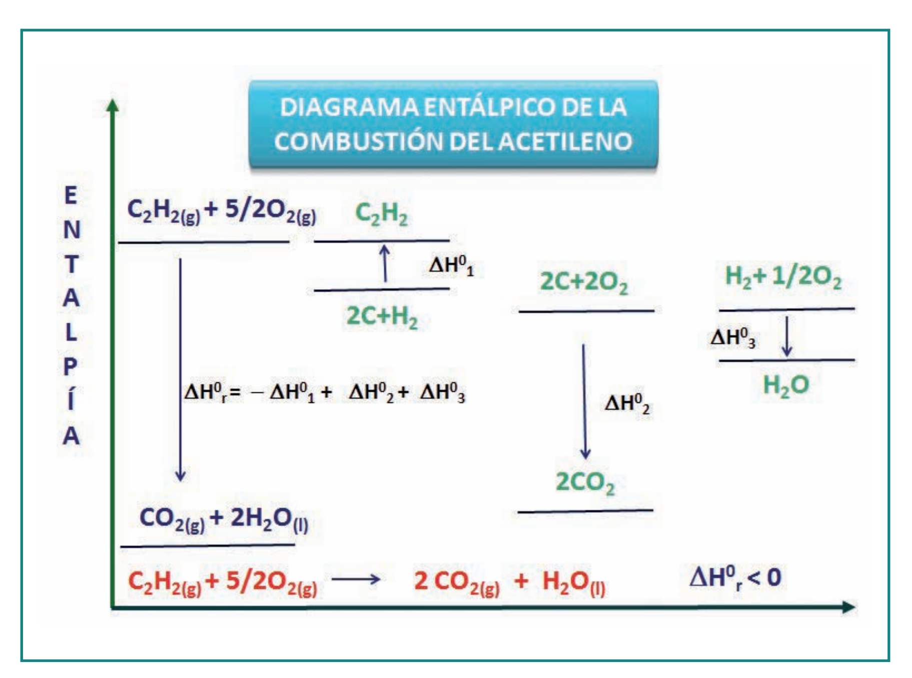


Figura 9. Diagrama entálpico aproximado de la reacción de combustión del etino (acetileno).

En la Figura 10 se muestra el diagrama entálpico correspondiente a la combustión del benceno, donde $\Delta H°_1$, representa la entalpía de formación del benceno a partir de sus elementos; $\Delta H°_2$, la entalpía de formación de seis moles dióxido de carbono; y $\Delta H°_3$, la entalpía de formación de tres moles de agua. Puede comprobarse que la suma algebraica mostrada en la figura nos genera la reacción de combustión del benceno. La primera reacción es endotérmica y las otras dos son exotérmicas. La reacción global es exotérmica.

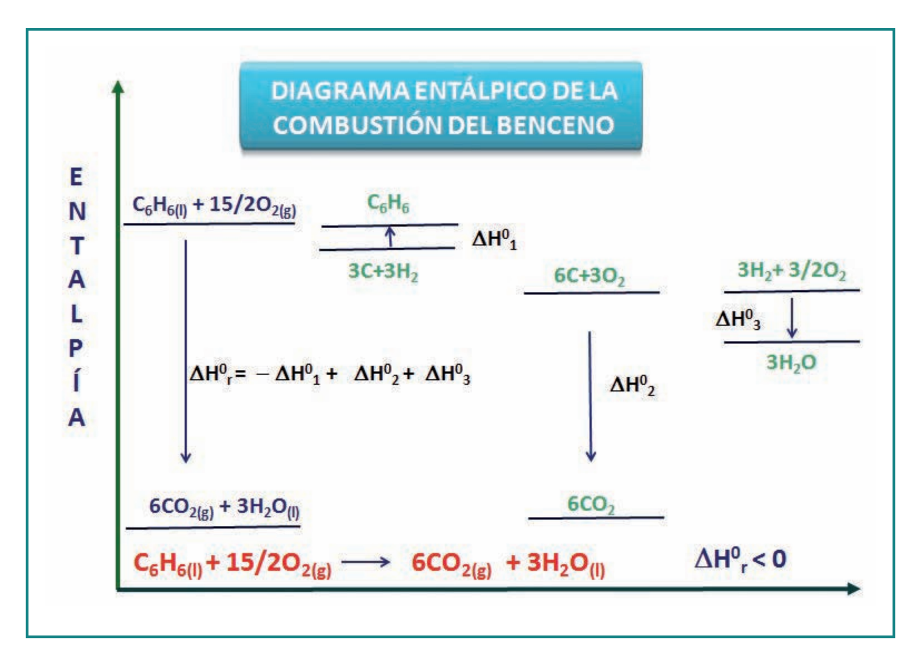


Figura 10. Diagrama entálpico aproximado de la reacción de combustión del benceno.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Determina la entalpía de la reacción de oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono:

$$CO_{(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

$$\Delta H_f°(CO) = -155{,}05 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f°(CO_2) = -393{,}05 \text{ kJ/mol}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess podemos calcular la entalpía de una reacción química a partir de las entalpías de formación de reactivos y productos multilplicados por los coeficientes estequiométricos.

$$\Delta H_r° = \Sigma\Delta H_f°_{(productos)} - \Sigma\Delta H_f°_{(reactivos)}$$

$$\Delta H_r° = \Delta H_f°(CO_2) - \Delta H_f°(CO) - 1/2\Delta H_f°(O_2) = -393{,}05 - (-155{,}05) = -238 \text{ kJ}$$
(proceso exotérmico)

$\Delta H_r° = -238$ kJ (proceso exotérmico)

Recordar que la entalpía de formación de cualquier elemento (oxígeno molecular) en condiciones estándar se toma de referencia igual a cero.

Ejercicio 2

Determina la entalpía de combustión del butano en condiciones estándar, sabiendo que arde de acuerdo con la ecuación:

$$C_4H_{10(g)} + 13/2\ O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 5H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H_f°(C_4H_{10}) = -124{,}7 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f°(CO_2) = -393{,}05 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f°(H_2O) = -285{,}8 \text{ kJ/mol}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess podemos calcular la entalpía de una reacción química a partir de las entalpías de formación de reactivos y productos multiplicados por los coeficientes estequiométricos.

$$\Delta H_r^o = \Sigma \Delta H_f^o{}_{(productos)} - \Sigma \Delta H_f^o{}_{(reactivos)}$$

$$\Delta H_r^o = 4\Delta H_f^o(CO_2) + 5\Delta H_f^o(H_2O) - \Delta Hf^o(C_4H_{10}) - 13/2\Delta H_f^o(O_2) = 4.(-393,05) + 7(-285,8) - (124,7) - 13/2.0 = -2876,5 \text{ kJ (proceso exotérmico)}$$

ΔH_r^o = -2876,5 kJ (proceso exotérmico)

Ejercicio 3

Determina la entalpía de la reacción:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$$

$$\Delta H_f^o(SO_2) = -296,90 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^o(SO_3) = -395,18 \text{ kJ/mol}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess podemos calcular la entalpía de una reacción química a partir de las entalpías de formación de reactivos y productos multiplicados por los coeficientes estequiométricos.

$$\Delta H_r^o = \Sigma \Delta H_f^o{}_{(productos)} - \Sigma \Delta H_f^o{}_{(reactivos)}$$

$$\Delta H_r^o = 2\Delta H_f^o(SO_3) - 2\Delta H_f^o(SO_2) - \Delta H_f^o(O_2) = 2.(-395,18) - 2.(-296,90) =$$

$$-196,56 \text{ kJ (proceso exotérmico)}$$

Se desprenden 196,56 kJ por cada dos moles de trióxido de azufre que se forma, -196,56 kJ / 2 moles = **-98,28 kJ/mol (proceso exotérmico).**

Ejercicio 4

Determina el calor necesario para descomponer 1 tonelada de caliza que contiene un 90% en carbonato de calcio. La reacción que tiene lugar:

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$\Delta H_f^o(CaCO_{3(s)}) = -1207,10 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^o(CaO_{(s)}) = -635,50 \text{ kJ/mol}; \Delta Hf^o(CO_{2(g)}) = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

Solución

$$\Delta H_r^o = \Sigma \Delta H_f^o{}_{(productos)} - \Sigma \Delta H_f^o{}_{(reactivos)}$$

$$\Delta H_r^o = \Delta H_f^o(CaO_{(s)}) + \Delta H_f^o(CO_{2(g)}) - \Delta Hf^o(CaCO_{3(s)}) = (-635,50) + (-393,51) - (-1207,10) = 178,09 \text{ kJ/mol (proceso endotérmico)}$$

10^6 g de caliza $\times$ 90 g de $CaCO_3$ / 100 g de caliza $\times$ 1 mol de $CaCO_3$ / 100 g de $CaCO_3$ $\times$ 178,09 kJ / 1 mol de $CaCO_3$ = **$16,03.10^5$ kJ**

3. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ENTROPÍA. SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA. ENERGÍA LIBRE DE GIBBS: CRITERIO DE ESPONTANEIDAD

Vamos a intentar utilizar las propiedades de las sustancias individuales para predecir si un proceso evoluciona de manera espontánea o no. En la vida cotidiana observamos que un cubito de hielo en un refresco a temperatura ambiente se funde espontáneamente; y que el material de hierro se oxida en la intemperie. Sin embargo, a temperatura ambiente no se forman cubitos de hielo y el material de hierro oxidado no pierde por sí mismo el óxido. ¿A qué se debe que unos procesos tengan lugar de manera espontánea y otros no?

Un proceso espontáneo es aquel que tiene lugar en un sistema que se deja que evolucione por sí mismo, sin ninguna influencia exterior, mientras que un proceso no espontáneo no se produce a menos que actúe un agente exterior.

La espontaneidad termodinámica no está relacionada con la velocidad. Un proceso espontáneo puede tener lugar lentamente, a velocidad moderada o de forma rápida.

En un principio se creía que las reacciones químicas transcurrirían espontáneamente en el sentido en que se liberase calor, o lo que es lo mismo, que los procesos químicos a presión constante tienden a alcanzar el estado de entalpía mínima. Si hubiera sido cierto los líquidos se solidificarían espontáneamente a temperatura ambiente puesto que al realizarlo liberarían energía en forma de calor. También se pudo comprobar que hay procesos espontáneos donde la variación de entalpía es nula o incluso positiva.

Se ha de concluir que la espontaneidad no depende de la entalpía, o al menos, sólo de ella, es decir, que es función también de otra magnitud termodinámica.

El análisis de muchos fenómenos y reacciones químicas semejantes a los ejemplos descritos condujeron a considerar que los sistemas evolucionan espontáneamente en el sentido que el desorden aumenta, y en consecuencia a introducir una nueva magnitud termodinámica, la entropía.

3.1. Entropía. Segundo principio de la Termodinámica

La espontaneidad de un proceso depende además de otra magnitud termodinámica denominada **Entropía, *S*,** que es también una función de estado.

La Entropía se interpreta como una medida del *grado de desorden* molecular del sistema. Cuanto mayor sea el orden interno de un sistema más baja será su entropía y, cuanto mayor sea el valor de la entropía del sistema, mayor será el grado de desorden.

Puede afirmarse que todo sistema tiende a pasar espontáneamente a un estado de energía mínima (o mejor de Entalpía mínima) y máximo desorden o Entropía máxima.

Hay tres cambios de entropía que se deben tener en cuenta. El cambio de entropía del sistema, del entorno y la suma de ambos, a la que denominamos cambio de entropía del universo.

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{entorno}$$

Si un sistema evoluciona reversiblemente, la variación de entropía del universo es nula, $\Delta S_{universo} = 0$, la variación de entropía del sistema es igual y de signo contrario a la variación de entropía del entorno, desde un estado inicial con entropía S_0, a un estado final con entropía S, $\Delta S = S - S_0$, intercambiando cierta cantidad de calor Q con su entorno a temperatura constante, se puede calcular la variación de entropía, ΔS, del proceso mediante la expresión:

$$\Delta S_{sistema} = -\Delta S_{entorno} = \Delta S = Q_{reversible} / T$$

donde Q = calor intercambiado reversiblemente y T = temperatura absoluta. Esta magnitud se mide en $J.\ K^{-1}$

En los procesos irreversibles, se cumple que

$$\Delta S_{universo} > 0 \qquad \Delta S_{sistema} > Q_{irreversible} / T$$

Si la variación de Entropía del universo, es decir del conjunto del sistema y su entorno, es mayor que cero, el proceso trascurre espontáneamente y si es menor que cero, no tiene lugar.

La Entropía sólo depende del estado del sistema, de modo que la variación de entropía, ΔS, es independiente del camino seguido desde el estado inicial al final.

Para una reacción química, se define ΔS_r o abreviadamente ΔS, como:

$$\Delta S_r = \sum S_{f\ productos} - \sum S_{f\ reactivos}$$

De acuerdo con el convenio habitual, S^o representa la entropía de formación de un mol de una sustancia a la presión de 1 atm y a una temperatura de 25 ºC.

$$\Delta S^o_r = \sum S^o_{f\ productos} - \sum S^o_{f\ reactivos}$$

Las tablas de datos de entropías de formación están tabuladas en condiciones estándar.

El segundo principio de la termodinámica hace referencia a la modificación del grado de desorden del universo como consecuencia de los procesos que tienen lugar en él, según sean espontáneos (irreversibles) o de equilibrio (reversibles) y afirma que: *En todo proceso real, irreversible, la variación de entropía del universo aumenta; mientras que en todo proceso ideal, reversible, la variación de entropía del universo es nula, se mantiene constante.*

La variación de entropía del universo es suma de la correspondiente variación de entropía del sistema y del entorno. En un proceso irreversible la variación de entropía del sistema es mayor que la variación de entropía del entorno. En un proceso reversible la variación de entropía del sistema y del entorno son iguales y de signo contrario.

Segundo principio de la termodinámica. En todo proceso real, irreversible, la variación de entropía del universo aumenta; mientras que en todo proceso ideal, reversible, la variación de entropía del universo es nula, se mantiene constante.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indica cualitativamente la variación de entropía (positiva o negativa) de las siguientes reacciones químicas

a) $2NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

b) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$

c) $2NO_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)}$

Solución

La entropía es una función de estado que nos mide el grado de desorden del sistema. Una variación positiva de la entropía nos indica que el sistema se desordena (aumenta el número de moléculas de los productos, aumentan las especies químicas gaseosas en los productos); una variación negativa de la entropía nos indica que el sistema se ordena.

a) En los reactivos disponemos de dos moléculas gaseosas y en los productos cuatro moléculas gaseosas, por la que el sistema se desordena y la variación de entropía debe ser positiva.

b) En los reactivos y en los productos disponemos del mismo número de moléculas gaseosas, por lo que la variación de entropía debe ser próxima a cero.

c) En los reactivos disponemos de dos moléculas gaseosas y en los productos una única molécula gaseosa, por lo que el sistema se ordena y la variación de entropía debe ser negativa.

Ejercicio 2

Determina la variación de entropía en condiciones estándar de la siguiente reacción:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

Las entropías molares de formación del nitrógeno, hidrógeno y amoníaco son, respectivamente, 191,5, 130,6, 192,5 J/mol.K.

Solución

La entropía es una función de estado, podemos calcular la variación de entropía de una reacción química a partir de las entropías absolutas de reactivos y productos.

$$\Delta S_r^o = S_f^o{}_{(productos)} - S_f^o{}_{(reactivos)}$$

$$\Delta S_r^o = 2.(192,5) - (191,5) - 3.(130,6) = -198,3 \text{ J/K}$$

$$\mathbf{\Delta S_r^o = -198,3 \text{ J/K}}$$

La variación de entropía es negativa porque el sistema evoluciona de cuatro moléculas en estado gaseoso a dos moléculas en estado gaseoso (se ordena).

3.2. Energía libre de Gibbs: criterio de espontaneidad

Existe una magnitud termodinámica que engloba la Entalpía (*H*) y la Entropía (*S*), que es la llamada *energía libre de Gibbs, G*.

La variación de energía libre de un sistema, a presión y temperatura constantes, viene dada por:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

donde *T* es la temperatura absoluta.

Si recordamos que en una reacción a presión constante, ΔH es igual al calor de reacción (q), tenemos que:

$$\Delta G = q - T\Delta S$$

y como en todo proceso reversible $\Delta S = q / T$, o lo que es igual $q = T\Delta S$ se deduce que:

$$\Delta G = q - q = 0$$

Es decir en un proceso reversible, o lo que es lo mismo en un proceso que ha alcanzado el equilibrio, $\Delta G = 0$, mientras que en un proceso irreversible, al ser $\Delta S > q / T$, se deduce que ΔG es menor que cero.

Es importante recordar que:

— Si $\Delta G > 0$ la reacción no es espontánea,
— si $\Delta G = 0$ la reacción alcanza el equilibrio y
— si $\Delta G < 0$ la reacción es espontánea.

De acuerdo con la ecuación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ para que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa y el proceso sea espontáneo hay que tener en cuenta no sólo el factor entálpico sino también el valor de la variación de entropía. En la mayoría de los procesos la entalpía y la entropía no varían significativamente con la temperatura. Sólo cuando ambas magnitudes termodinámicas tienen el mismo signo, es cuando la temperatura juega un papel importante.

Criterio de espontaneidad. Un proceso es espontáneo cuando la variación de energía libre de Gibbs es negativa.

Tabla 1. Influencia del signo de la entalpía, del signo de la variación de entropia y de la temperatura en el valor de ΔG de una reacción

ΔH	ΔS	$\Delta S = \Delta H - T\Delta S$
>0	>0	Espontánea sólo a altas temperaturas, $\Delta H / \Delta S < T$
<0	<0	Espontánea sólo a bajas temperaturas, $\Delta H / \Delta S > T$
>0	<0	No espontánea a cualquier temperatura
<0	>0	Espontánea a cualquier temperatura

En la Figura 11 se presenta un esquema de la influencia de la entalpía y de la entropía de reacción en la espontaneidad de la reacción química. El criterio de espontaneidad viene dado por la energía libre de Gibbs. Un proceso exotérmico y con aumento del desorden favorece la espontaneidad de la reacción química.

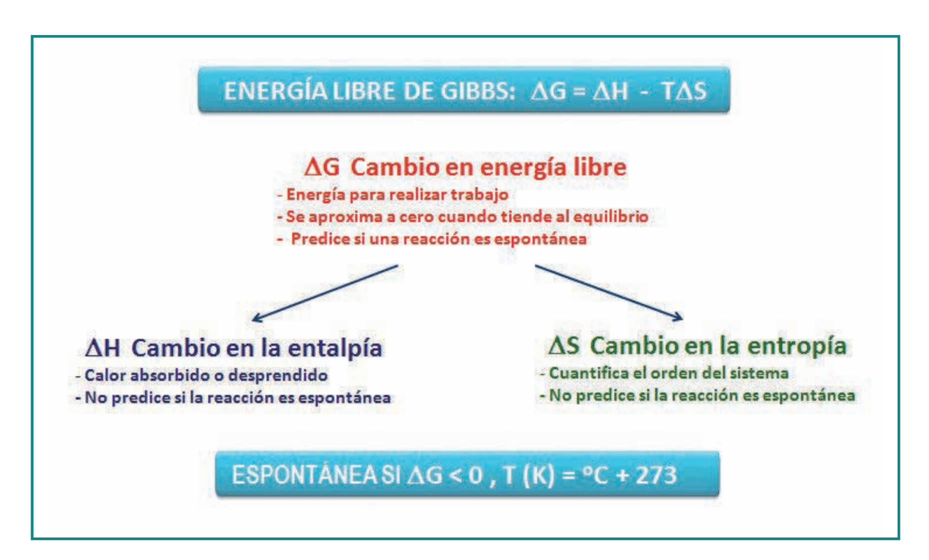


Figura 11. Significado del cambio de la energía libre de Gibbs, de la entalpía y de la entropía.

En la Figura 12 se muestra que la energía libre de Gibbs de una reacción, al ser también una función de estado, puede calcularse por aplicación de la Ley de Hess. Así la energía libre de Gibbs de una reacción química puede expresarse como la suma de las energías de formación de los productos menos las energías de formación de los reactivos, en ambos casos, multiplicados por los coeficientes estequiométricos.

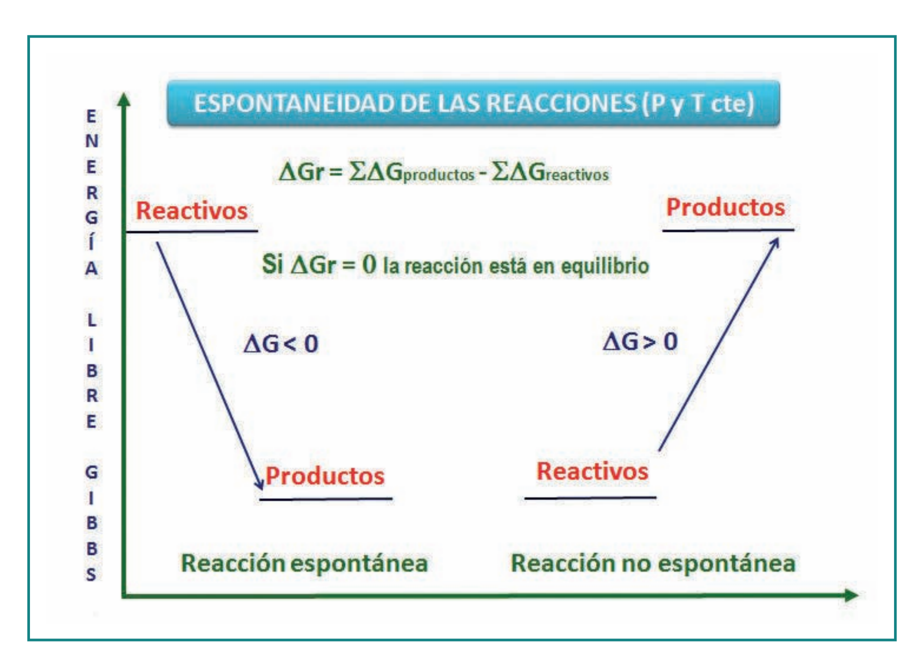


Figura 12. Espontaneidad de las reacciones químicas a P y T cte.

Para una reacción química se define la energía libre estándar de reacción, $\Delta G°_r$ o simplemente $\Delta G°$, como la variación de energía libre que acompaña a una reacción química, cuando los reactivos se transforman en los productos, todos ellos en condiciones estándar.

$$\Delta G° = \sum \Delta G°_{productos} - \sum \Delta G°_{reactivos}$$

Las tablas de datos de energías libre de Gibbs de formación están tabuladas en condiciones estándar.

En la Figura 13 se muestra el diagrama de energía libre de Gibbs correspondiente a la oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre. La $\Delta G°$ del proceso puede determinarse directamente o por aplicación de la ley de Hess. El proceso de oxidación es espontáneo.

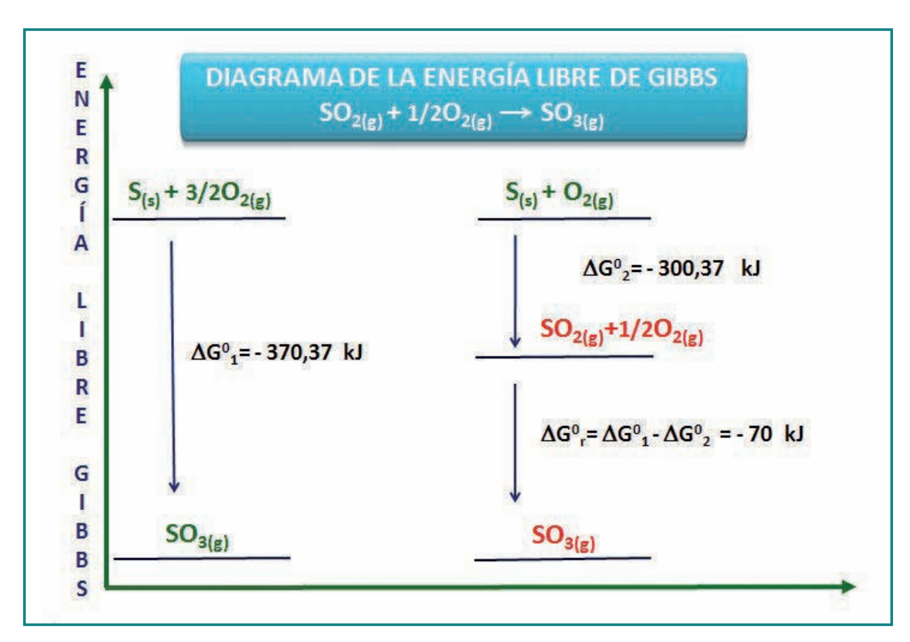


Figura 13. Diagrama de la energía libre de Gibbs de la reacción de oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre.

En la Figura 14 se muestra el diagrama de energía libre de Gibbs correspondiente a la oxidación del monóxido a dióxido de nitrógeno. La $\Delta G°$ del proceso puede obtenerse directamente, o bien como la diferencia de las energías de los procesos de oxidación del nitrógeno a monóxido de nitrógeno, y del nitrógeno a dióxido de nitrógeno. El proceso de oxidación es espontáneo.

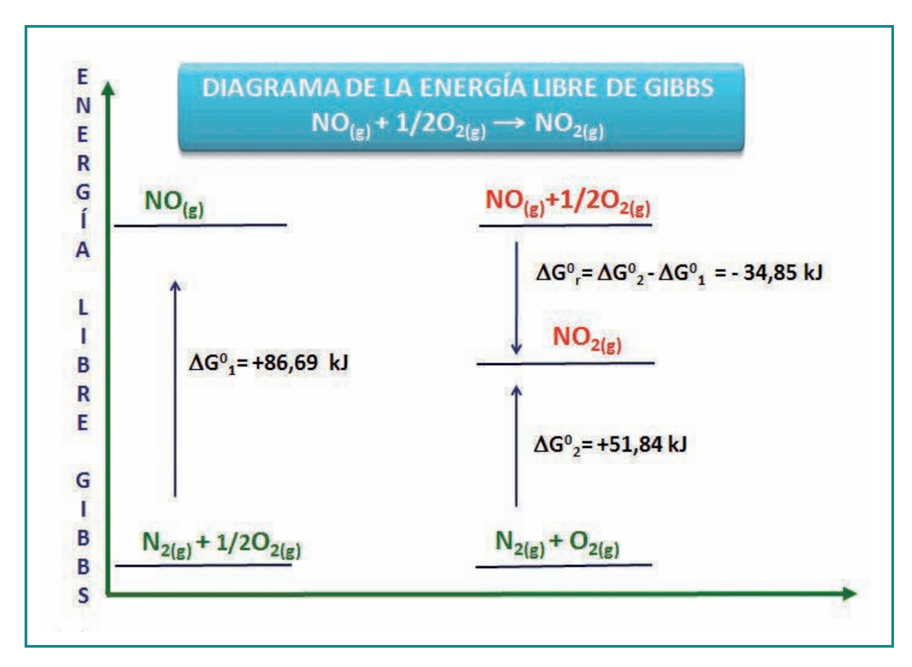


Figura 14. Diagrama de la energía libre de Gibbs de la reacción de oxidación de monóxido de nitrógeno a dióxido de nitrógeno.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Determina si la siguiente reacción es espontánea en condiciones estándar:

$$Br_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2BrCl_{(g)} \quad \Delta H^o = 29{,}3\ kJ;\ \Delta S^o = 104{,}1\ J/K$$

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$$

Una reacción química es espontánea si $\Delta G^o < 0$

$$\Delta G^o = 29{,}3 - 298.0{,}1041 = 29{,}3 - 31{,}02 = -1{,}72\ kJ$$

$$\mathbf{\Delta G^o = -1{,}72\ kJ}$$

Por tanto la reacción es **espontánea.**

Ejercicio 2

Determina si la reacción de descomposición del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono es espontánea en condiciones estándar. La reacción que tiene lugar:

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$\Delta G_f^o(CaCO_{3(s)}) = -1128{,}76\ kJ/mol;\ \Delta G_f^o(CaO_{(s)}) = -604{,}17\ kJ/mol;$$
$$\Delta G_f^o(CO_{2(g)}) = -394{,}38\ kJ/mol$$

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs. Una reacción química es espontánea si $\Delta G^o < 0$

Al ser la energía libre de Gibbs una función de estado podemos aplicar la Ley de Hess, al igual que con la entalpía y la entropía.

$$\Delta G^o = \Sigma \Delta G_f^o{}_{(productos)} - \Sigma \Delta G_f^o{}_{(reactivos)}$$

$$\Delta G^o = -604{,}17 + (-394{,}38) - (-1128{,}76) = 130{,}21\ kJ$$

$$\mathbf{\Delta G^o = 130{,}21\ kJ}$$

Como la variación de energía libre de Gibbs es positiva, la reacción no será espontánea en condiciones estándar.

Ejercicio 3

Determina la espontaneidad en condiciones estándar de la reacción siguiente:

$$SO_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

$$\Delta G_f^o(SO_2) = -300{,}37\ kJ/mol;\ \Delta G_f^o(SO_3) = -370{,}37\ kJ/mol;\ \Delta G_f^o(O_2) = 0$$

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs. Una reacción química es espontánea si $\Delta G° < 0$

Al ser la energía libre de Gibbs una función de estado podemos aplicar la Ley de Hess, al igual que con la entalpía y la entropía.

$$\Delta G° = \Sigma \Delta G_f°_{(productos)} - \Sigma \Delta G_f°_{(reactivos)}$$

$$\Delta G° = \Delta G_f°(SO_3) - \Delta G_f°(SO_2) - 1/2\Delta G_f°(O_2) = (-370,37) - (-300,37) =$$
-70 kJ (proceso espontáneo)

$\Delta G°$ = -70 kJ (proceso espontáneo)

Ejercicio 4

Comenta la siguiente frase: «Toda reacción química exotérmica y con variación de entropía positiva es espontánea a cualquier temperatura».

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$.

Una reacción química es espontánea si $\Delta G° < 0$.

Si la reacción es exotérmica la variación de entalpía es negativa por lo que contribuye siempre a que $\Delta G° < 0$.

Si la reacción tiene una variación de entropía positiva el factor $T\Delta S°$ es siempre positivo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá siempre de manera favorable para que la reacción sea espontánea.

En conclusión la reacción **es espontánea a cualquier temperatura.**

Ejercicio 5

Comenta la siguiente frase: «Toda reacción química endotérmica y con variación de entropía negativa es no espontánea a cualquier temperatura».

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$.

Una reacción química es no espontánea si $\Delta G° > 0$.

Si la reacción es endotérmica la variación de entalpía es positiva por lo que contribuye siempre a que $\Delta G° > 0$.

Si la reacción tiene una variación de entropía negativa el factor $T\Delta S°$ es siempre negativo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá siempre de manera favorable para que la reacción sea no espontánea.

En conclusión la reacción **es no espontánea a cualquier temperatura.**

En este tema tienes que recordar

- **Calor.** Q, es la energía transferida a causa de una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores.
- **Calor normal de formación.** ΔH_f^o, también denominado **entalpía normal de formación**, es la variación de entalpía que acompaña a la formación de un mol de sustancia, en su estado normal o estándar, a partir de los correspondientes elementos, también en sus estados normales o estándar (forma física más estable, 298 K y 1atm de presión).
- **Calor normal de reacción.** ΔH^o, también denominado **entalpía normal de reacción**, es la variación de entalpía que acompaña en una reacción dada en la formación de unos productos, en su estado normal o estándar, a partir de los correspondientes reactivos, también en sus estados normales o estándar (forma física más estable, 298 K y 1atm de presión).
- **Ecuación termoquímica.** Una ecuación termoquímica indica las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen y también los cambios de entalpía que acompaña a este proceso, en unas condiciones de presión y temperatura determinadas.
- **Energía interna, E, o energía química.** Es la energía total (cinética y potencial) debida a las uniones entre los átomos, iones y moléculas que forman cada sustancia del sistema, en sus diferentes formas de movimiento y de interacciones.
- **Energía libre normal de formación.** ΔG_f^o, de una sustancia es el cambio de energía libre del proceso de formación de un mol de dicho compuesto en su estado normal, a partir de sus elementos en sus estados normales.
- **Energía libre normal de reacción.** ΔG^o, es la variación de energía libre que acompaña en una reacción química dada, donde los reactivos y productos se encuentran en sus estados estándar o normal.
- **Entropía.** S, es una magnitud termodinámica, función de estado, que nos mide el grado de desorden del sistema.
- **Entropía de reacción.** ΔS^o, es la variación de entropía que acompaña en una reacción química dada, donde los reactivos y productos se encuentran en sus estados estándar o normal.
- **Estado normal o estado estándar** de un elemento o compuesto, corresponde a la forma física más estable, 298 K y 1 atm de presión.
- **Función de estado.** Es una magnitud termodinámica que su valor sólo depende del estado inicial y final, pero no del camino seguido.
- **Ley de Hess.** Cuando una reacción química puede expresarse como suma algebraica de otras, su calor de reacción es igual a la suma algebraica de los calores de las reacciones parciales.
- **Principio de conservación de la energía.** En un sistema aislado la energía permanece constante.
- **Proceso espontáneo.** Es aquel que transcurre en una determinada dirección por sí mismo.

- **Proceso exotérmico.** Es aquel que lleva consigo un desprendimiento de calor del sistema al entorno.
- **Proceso endotérmico.** es aquel que lleva consigo una absorción de calor del entorno al sistema.
- **Proceso reversible.** un proceso es termodinámicamente reversible cuando se puede invertir su sentido, en cualquier momento de su evolución, con sólo modificar infinitesimalmente las condiciones externas.
- **Proceso irreversible.** Un proceso es termodinámicamente irreversible cuando únicamente puede tener lugar en un único sentido.
- **Segunda ley de termodinámica.** En un proceso reversible, esto es, ideal, la entropía del universo es constante. En un proceso irreversible, esto es, real, la entropía del universo aumenta.
- **Sistema.** Como la parte del universo que sometemos a estudio y que separamos, mediante límites definidos, reales o ficticios, del resto que lo rodea, que es el **entorno.**
- **Sistema abierto.** Cuando puede intercambiar materia y energía con el entorno.
- **Sistema aislado.** Cuando no puede intercambiar con el entorno ni materia ni energía.
- **Sistema cerrado.** Cuando puede intercambiar energía con el entorno pero no materia.
- **Trabajo.** Es energía transferida mediante una conexión mecánica entre un sistema y sus alrededores.
- **Variables extensivas.** Son aquellas que dependen del «tamaño» del sistema, por ejemplo, la masa, el volumen, etc.
- **Variables intensivas.** Son aquellas que no dependen del «tamaño» del sistema, por ejemplo, la temperatura, la presión, etc.

Desarrollo de competencias

1 Hallar la variación de energía interna de un gas que:

a) absorbe 200 J de calor y hace un trabajo de 0,15 kJ al expansionarse.

b) deprende 400 J de calor y se realiza un trabajo sobre él de 0,25 kJ al comprimirse.

Solución

a) Q = + 200J; W = -150 J; ΔE = Q + W; ΔE = 50 J.

b) Q = -400 J; W = 250 J; ΔE = -400 + 250; ΔE = -150 J.

2 En la combustión del butano, $C_4H_{10(g)}$ se desprenden 2879 kJ/mol. Calcula la energía liberada al quemar 4 kg de gas.

Solución

4000 g $C_4H_{10(g)}$ $\times$ 1 mol de $C_4H_{10(g)}$ / 58 g de $C_4H_{10(g)}$ $\times$ 2879 kJ / 1 mol de $C_4H_{10(g)}$ = 198.552 kJ (energía liberada).

3 El calor de combustión del acetileno, $C_2H_{2(g)}$, es ΔH° = -1411 kJ/mol. Calcula el calor liberado en la combustión de 2 m^3 de acetileno medido a 25 °C y 1 atm de presión.

Solución

P.V = n.R.T; 1.2000 = n.0,082.298; n = 81,85 moles de $C_2H_{2(g)}$.

81,85 moles de $C_2H_{2(g)}$ $\times$ 1411 kJ / 1 mol de $C_2H_{2(g)}$ = 115.485 kJ (desprendido).

4 La entalpía de formación del dióxido de nitrógeno, $NO_{2(g)}$, es ΔH° = 33,85 kJ/mol. Calcula el calor que se precisa para obtener 4,6 g dióxido de nitrógeno. N = 14; O = 16.

Solución

4,6 g de $NO_{2(g)}$ $\times$ 1 mol de $NO_{2(g)}$ / 46 g de $NO_{2(g)}$ = 0,1 moles de $NO_{2(g)}$.

0,1 moles de $NO_{2(g)}$ $\times$ 22,85 kJ / 1 mol de $NO_{2(g)}$ = 2,29 kJ (absorbidos).

5 La entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, $NO_{(g)}$, es ΔH° = 90,37 kJ/mol. Calcula los gramos de monóxido de nitrógeno que se pueden formar al absorber 9037 kJ. N = 14; O = 16.

Solución

9037 kJ $\times$ 1 mol de $NO_{(g)}$ / 90,37 kJ $\times$ 30 g de $NO_{(g)}$ / 1 mol de $NO_{(g)}$ = 3000 g = 3 Kg de $NO_{(g)}$.

6 La descomposición térmica del clorato de potasio tiene lugar mediante la reacción:

$$2\ KClO_{3(s)} \rightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}\ \Delta H° = -89\ kJ.$$

Calcula los gramos de clorato de potasio que se han de descomponer para liberar 178 kJ. K = 39; Cl = 35,5; O = 16.

Solución

178 kJ $\times$ 2 moles de $KClO_{3(s)}$ / 89 kJ x 122,5 g $KClO_{3(s)}$ / 1mol de $KClO_{3(s)}$ = 490 g de $KClO_{3(s)}$.

7 Sabiendo que las entalpías estándar de formación del acetileno, $C_2H_{2(g)}$, del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente, +226,7; -393,5 y -285,8 kJ/mol. Determina el calor absorbido o desprendido de combustión de 11,2 L de acetileno en condiciones normales de presión y temperatura. Dibuja el diagrama entálpico de esta reacción (Figura 9).

$$C_2H_{2(g)} + 5/2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r° = \Sigma\Delta H_f°_{(productos)} - \Sigma\Delta H_f°_{(reactivos)}$

$\Delta H_r° = 2\Delta H_f°(CO_2) + \Delta H_f°(H_2O) - \Delta H_f°(C_2H_2)$ -5/2$\Delta H_f°(O_2)$ = 2.(-393,05) + (-285,8) – (226,7) – 0 = -1298,6 kJ/mol (proceso exotérmico).

11,2 L de $C_2H_{2(g)}$ $\times$ 1 mol de $C_2H_{2(g)}$ / 22,4 L de $C_2H_{2(g)}$ $\times$ 1298,6 kJ / 1 mol de $C_2H_{2(g)}$ = 649,3 kJ (desprendido).

8 Sabiendo que las entalpías estándar de formación del benceno, $C_6H_{6(l)}$, del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente, +49,0; -393,5 y -285,8 kJ/mol. Determina el calor de combustión del benceno. Dibuja el diagrama entálpico de esta reacción (Figura 10).

$$C_6H_{6(l)} + 15/O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r° = \Sigma\Delta H_f°_{(productos)} - \Sigma\Delta H_f°_{(reactivos)}$

$\Delta H_r° = 6\Delta H_f°(CO_2) + 3\Delta H_f°(H_2O) - \Delta H_f°(C_6H_6) - 15/2\Delta H_f°(O_2)$ = 6.(-393,5) + 3.(-285,8) – (49,0) – 0 = -3.267,4 kJ/mol (proceso exotérmico).

9 Calcula el calor liberado en la oxidación de 1 m^3 de dióxido de azufre a trióxido de azufre, a 25 °C y presión 1 atm, si sus entalpías de formación valen respectivamente, -296,90 y -395,18 kJ/mol.

$$SO_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r° = \Sigma\Delta H_f°_{(productos)} - \Sigma\Delta H_f°_{(reactivos)}$

$\Delta H_r° = \Delta H_f°(SO_3) - \Delta H_f°(SO_2) - 1/2\Delta H_f°(O_2)$ = (-395,18) – (-296,90) – 0 = -98,28 kJ/mol (proceso exotérmico).

$P.V = n.R.T$; $1.1000 = n.0{,}082.298$; $n = 40{,}92$ moles de $SO_2(g)$.

40,92 moles de $SO_2(g) \times 98{,}28$ kJ / 1 mol de $SO_2(g) = 4021{,}62$ kJ

10 Hallar la variación de entropía en condiciones estándar que corresponde a la reacción:

$$C_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$$

Las entropías molares estándar del carbono (grafito), agua líquida, monóxido de carbono e hidrógeno gaseoso son, respectivamente: 5,7; 70,0; 197,9 y 130,6 J/mol. K.

Solución

La entropía es una función de estado, podemos calcular la variación de entropía de una reacción química a partir de las entropías absolutas de reactivos y productos.

$\Delta S_r° = S_f°_{(productos)} - S_f°_{(reactivos)}$

$\Delta S_r° = (197{,}9) + (130{,}6) - (70{,}0) - (5{,}7) = 252{,}8$ J/K.

La variación de entropía es positiva porque el sistema evoluciona de dos moléculas en estado sólido y líquido a dos moléculas en estado gaseoso (se desordena).

11 ¿A partir de qué temperatura es no espontánea la reacción?

$$Br_{2(l)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ BrCl_{(g)}?\ \Delta H° = 29{,}3\ kJ;\ \Delta S° = 104{,}1\ J/K$$

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G° = \Delta H° - T\Delta S°$.

Una reacción química es no espontánea si $\Delta G° > 0$.

$\Delta G° = 29{,}3 - T.0{,}1041 > 0$; $29{,}3 / 0{,}1041 = 281{,}46\ K < T$.

Por tanto la reacción es no espontánea a temperaturas inferiores a 281,46 K.

12 Las energías libres de Gibbs de formación del monóxido y del dióxido de nitrógeno, valen respectivamente +86,69 y 51,84 kJ/mol. Determina si la siguiente reacción es espontánea. Construye el diagrama de la energía libre de Gibbs de la reacción.

$$NO_{(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs. Una reacción química es espontánea si $\Delta G° < 0$.

Al ser la energía libre de Gibbs una función de estado podemos aplicar la Ley de Hess, al igual que con la entalpía y la entropía.

$\Delta G° = \Sigma\Delta G_f°_{(productos)} - \Sigma\Delta G_f°_{(reactivos)}$

$\Delta G° = 51{,}84 - 86{,}69 = -34{,}85$ kJ.

Como la variación de energía libre de Gibbs es negativa, la reacción es espontánea en condiciones estándar.

13 Dada la siguiente reacción termoquímica:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} \; \Delta H^o = -483{,}6 \text{ kJ}$$

Señala las afirmaciones que son correctas y falsas:

a) En la formación de un mol de agua gaseosa se liberan 483,6 kJ.

b) La formación de agua en estado gaseoso es muy rápida.

c) La variación de entropía de la reacción es negativa.

d) Dado que la $\Delta H^o < 0$, la reacción es espontánea.

e) El diagrama entálpico de esta reacción los productos tienen mayor contenido energético que los reactivos.

Solución

a) Falsa, porque es el calor liberado en la formación de dos moles de agua.

b) Falsa, la entalpía no nos da información de la rapidez de una reacción química.

c) Verdadera, porque de un sistema de tres moléculas gaseosas se evoluciona a otro de dos moléculas gaseosas (se ordena).

d) Falsa, la espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs y no por la entalpía.

e) Falsa, al ser exotérmica el diagrama entálpico nos representa que los productos tienen menor contenido energético que los reactivos.

14 La entalpía y la energía libre de formación del amoníaco gaseoso en condiciones estándar son, respectivamente, -46,16 kJ/mol y -16,65 kJ/mol.

Señala las afirmaciones que son correctas y falsas:

a) En la formación de 17 g de amoníaco se liberan 46,16 kJ en forma de calor.

b) El proceso de formación del amoníaco es espontáneo en condiciones estándar.

c) La variación de entropía del proceso es positiva.

d) El diagrama de la energía libre de Gibbs de esta reacción, los productos tienen menor contenido energético que los reactivos.

Solución

a) Verdadera, la entalpía nos indica la energía liberada en forma de calor a presión constante.

b) Verdadera, porque la variación de energía libre de Gibbs es negativa.

c) Falsa, se puede calcular con la expresión, $\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$, que es negativa, y también considerando que se pasa de un sistema más desordenado a otro más ordenado.

d) Verdadera, porque la variación de energía libre de Gibbs de la reacción es negativa.

15 Dada la reacción:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)} \; \Delta H^o = +\, 25{,}94 \text{ kJ/mol}$$

Señale las afirmaciones que son correctas:

a) El valor positivo de la entalpía indica que la reacción es endotérmica.

b) El valor positivo de la entalpía indica que la reacción será espontánea de derecha a izquierda.

c) En la formación de dos moles de HI se absorben 25,94 kJ.

d) En la reacción de 1 g de hidrógeno con el suficiente yodo gaseoso se absorben 25,94 kJ.

Solución

a) Verdadera, por el convenio de signos adoptado.

b) Falsa, la variación de la energía libre de Gibbs es la magnitud que nos determina la espontaneidad de una reacción química.

c) Falsa, es el calor absorbido en la formación de un mol.

d) Verdadera, porque se forma un mol de HI.

16 Determina la espontaneidad de la siguiente reacción a 25 °C y a 400 °C, ¿a qué temperatura se encontrará la reacción en equilibrio?

$$Ag_2O_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + 1/2O_{2(g)}$$

$\Delta H_f°(Ag_2O_{(s)})$ = 7,31 kcal/mol; $\Delta S_f°(Ag_2O_{(s)})$ = 0,0158 kcal/mol.K

Solución

A 25 °C, T = 298 K; ΔG° = ΔH° - TΔS° = 7,31 – 298.0,0158 = 2,60 kcal (como ΔG° >0, la reacción es no espontánea).

A 400 °C, T = 673 K; ΔG° = ΔH° – TΔS° = 7,31 – 673.0,0158 = -3,32 kcal (como ΔG° <0, la reacción es espontánea).

La reacción se encontrará en equilibrio cuando ΔG° = 0 = ΔH° – TΔS°,

T = ΔH° / ΔS° = 7,31/ 0,0158 = 463 K = 190°C

17 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción exotérmica puede ser no espontánea a temperaturas altas.

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, ΔG° = ΔH° – TΔS°.

Una reacción química es no espontánea si ΔG° >0.

Si la reacción es exotérmica la variación de entalpía es negativa por lo que contribuye siempre a que ΔG° <0.

Si la reacción tiene una variación de entropía negativa el factor TΔS° es siempre negativo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá de manera favorable para que la reacción sea no espontánea.

A temperaturas elevadas el valor absoluto del término entrópico puede ser mayor que el valor absoluto del término entálpico lΔH°l < T lΔS°l.

En conclusión la reacción será no espontánea a temperatura elevada, $\frac{|\Delta H^o|}{|\Delta S^o|} < T$.

18 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción endotérmica puede ser espontánea a temperaturas elevadas.

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$.

Una reacción química es espontánea si $\Delta G^o < 0$.

Si la reacción es endotérmica la variación de entalpía es positiva por lo que contribuye siempre a que $\Delta G^o > 0$.

Si la reacción tiene una variación de entropía positiva el factor $T\Delta S^o$ es siempre positivo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá de manera favorable para que la reacción sea espontánea.

A temperaturas elevadas el valor del término entrópico puede ser mayor que el valor del término entálpico $|\Delta H^o| < T\,|\Delta S^o|$, $\frac{|\Delta H^o|}{|\Delta S^o|} < T$.

En conclusión la reacción será espontánea a temperatura elevada.

19 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción con variación de entropía negativa puede ser espontánea a temperaturas bajas.

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$

Una reacción química es espontánea si $\Delta G^o < 0$.

Si la reacción es exotérmica la variación de entalpía es negativa por lo que contribuye siempre a que $\Delta G^o < 0$.

Si la reacción tiene una variación de entropía negativa el factor $T\Delta S^o$ es siempre negativo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá de manera desfavorable para que la reacción sea espontánea.

A temperaturas bajas el valor absoluto del término entrópico será menor que el valor absoluto del término entálpico $|\Delta H^o| > T\,|\Delta S^o|$, $\frac{|\Delta H^o|}{|\Delta S^o|} > T$.

En conclusión la reacción será espontánea a temperatura baja.

20 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción con variación de entropía positiva puede ser no espontánea a temperaturas bajas.

Solución

La espontaneidad de una reacción química viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G^o = \Delta H^o - T\Delta S^o$.

Una reacción química es espontánea si $\Delta G° <0$.

Si la reacción es endotérmica la variación de entalpía es positiva por lo que contribuye siempre a que $\Delta G° >0$.

Si la reacción tiene una variación de entropía positiva el factor $T\Delta S°$ es siempre positivo porque la temperatura absoluta es siempre positiva, así el término entrópico contribuirá de manera favorable para que la reacción sea espontánea.

A temperaturas bajas el valor del término entrópico será menor que el valor del término entálpico $|\Delta H°| > T\,|\Delta S°|$, $\frac{|\Delta H°|}{|\Delta S°|} > T$.

En conclusión la reacción será no espontánea a temperaturas bajas.

Autoevaluación

1 Determina las kcal liberadas en la obtención de 10 mol de hidrógeno gaseoso según la reacción:

$$H_2SO_4\,(aq) + Zn\,(s) \rightarrow ZnSO_4\,(aq) + H_2\,(g);\ \Delta H = -80{,}1\ kcal$$

Solución

$801 \cdot 10^3$ cal (desprendidas).

2 Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:

$$2CO_{2(g)} + 2C_2H_5OH_{(l)} \rightarrow C_6H_{12}O_{6(s)}\ \Delta H^o = 19{,}88\ kcal$$

Calcule la energía que se precisa para obtener 1 g de glucosa.

Solución

110,4 cal (absorbidas).

3 En la combustión del metanol se desprenden 725,5 kJ/mol:

$$CH_3OH_{(l)} + 2\,O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

Calcule la energía que se libera en la combustión de 2 L de metanol de densidad 0,79 kg/L.

Solución

35821,6 kj (energía desprendida).

4 A partir de las entalpías de las reacciones:

$$Ag_{(s)} + 1/2\,Cl_{2(g)} \rightarrow AgCl\,(s);\ \Delta H = -30{,}4\ kcal$$

$$Pb_{(s)} + 2\,AgCl_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + PbCl_{2(s)};\ \Delta H = +25{,}1\ kcal$$

Determina la entalpía de formación del cloruro de plomo.

$$Pb_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow PbCl_{2(s)}$$

Solución

Entalpía de formación del cloruro de plomo: ΔH = **-35,7 kcal** (desprendido).

5 Calcule la entalpía de la reacción:

$$2HCl_{(g)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(g)} + H_{2(g)}$$

A partir de la entalpía de formación del cloruro de hidrógeno gaseoso, ΔH^o = -65,7 kj/mol, y del cloruro de cinc gaseoso, ΔH^o = -416 kJ/mol.

Solución

Aplicando la ley de Hess.

ΔH_r^o = -284,6 kJ.

6 Calcule el calor de vaporización del metanol a partir del calor de formación del metanol líquido y gasesos, $\Delta H_f°(CH_3OH_{(g)})$ = -201,25 kJ; $\Delta H_f°(CH_3OH_{(l)})$ = -238,57 kJ.

Solución

$$CH_3OH_{(l)} \rightarrow CH_3OH_{(g)}$$

$\Delta H_r°$ = 37,32 kJ.

7 El apagado de la cal viva (óxido de calcio) consiste en la reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$$

Calcular la entalpía de esta reacción conocidas las entalpías de formación del óxido de calcio sólido, agua líquida e hidróxido de sodio sólido, que son, respectivamente: -152,0 ; -68,52 y -223,9 kcal/mol. ¿Qué cantidad de calor se desprende cuando se apaga 1 kg de cal viva?

Solución

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$$

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r°$ = -3,38 kcal.

Calor que se desprende: **60,36 kcal**.

8 Sabiendo que las entalpías estándar de formación del hexano, $C_6H_{14(g)}$ del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente, -167,2; -393,5 y -285,8 kJ/mol. Determina el calor de combustión del hexano.

$$C_6H_{14(g)} + 19/2O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 7H_2O_{(l)}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r°$ = -4.194,4 kJ/mol (proceso exotérmico).

9 Calcula el calor liberado en la oxidación de 1 m^3 de monóxido de nitrógeno a dióxido de nitrógeno, a 25 °C y presión 1 atm, si sus entalpías de formación valen respectivamente, 90,37 y 33,85 kJ/mol.

$$NO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$$

Solución

Aplicando la ley de Hess.

$\Delta H_r°$ = -56,52 kJ/mol (proceso exotérmico).

El calor liberado: **2312,80 kJ** (desprendido).

10 Hallar la variación de entropía en condiciones estándar que corresponde a la reacción:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2HF_{(g)}$$

Las entropías molares estándar del hidrógeno molecular, flúor molecular y fluoruro de hidrógeno gaseoso son, respectivamente: 130,58; 203,34 y 173,51 J/mol. K.

Solución

ΔS_r^o = 13,1 J/K.

La variación de entropía es pequeña porque el sistema evoluciona de dos moléculas en estado gaseoso a dos moléculas en estado gaseoso (varía muy poco la entropía).

11 Las energías libres de Gibbs de formación del dióxido y del trióxido de azufre, valen respectivamente -300,37 y -370,37 kJ/mol. Determina si la siguiente reacción es espontánea. Construye el diagrama de energía libre de Gibbs.

$$SO_{2(g)} + 1/2O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

Solución

ΔG^o = -70 kJ.

Como la variación de energía libre de Gibbs es negativa, la reacción es espontánea en condiciones estándar.

12 Dada la siguiente reacción termoquímica:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)} \ \Delta H^o = -92{,}38 \text{ kJ}$$

Señala las afirmaciones que son correctas y falsas:

a) En la formación de un mol de amoníaco se liberan 92,38 kJ.

b) La formación de amoníaco en estado gaseoso es muy rápida.

c) La variación de entropía de la reacción es negativa.

d) Dado que la $\Delta H^o < 0$, la reacción es espontánea.

e) El diagrama entálpico de esta reacción, los productos tienen mayor contenido energético que los reactivos.

Solución

a) Falsa.

b) Falsa.

c) Verdadera.

d) Falsa.

e) Falsa.

13 La entalpía y la energía libre de formación del óxido de hierro (III) en condiciones estándar son, respectivamente, -822,11 kJ/mol y -740,99 kJ/mol.

Señala las afirmaciones que son correctas y falsas:

a) En la formación de 2 mol de Fe_2O_3 se liberan 822,11 kJ en forma de calor.

b) El proceso de formación del óxido de hierro (III) es espontáneo en condiciones estándar.

c) La variación de entropía del proceso es positiva.

d) El diagrama de la energía libre de Gibbs de esta reacción, los productos tienen mayor contenido energético que los reactivos.

Solución

a) Falsa.

b) Verdadera.

c) Falsa.

d) Falsa.

14 Dada la reacción:

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2HBr_{(g)} \ \Delta H° = -64{,}46 \text{ kJ/mol}$$

Señale las afirmaciones que son correctas:

a) El valor negativo de la entalpía indica que la reacción es exotérmica.

b) El valor negativo de la entalpía indica que la reacción será espontánea de izquierda a derecha.

c) En la formación de dos moles de HBr se absorben 64,46 kJ.

d) En la reacción de 1 g de hidrógeno con el suficiente bromo gaseoso se absorben 32,23 kJ.

Solución

a) Verdadera.

b) Falsa.

c) Falsa.

d) Falsa.

15 Determina la espontaneidad de la siguiente reacción a 25ºC y a 523ºC, ¿a qué temperatura se encontrará la reacción en equilibrio?

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

$\Delta H_f° = -114{,}1$ kJ ; $\Delta S_f° = -146{,}4$ J/K

Solución

A 25 ºC, **$\Delta G° = -70{,}45$ kJ** (como la $\Delta G° < 0$, la reacción es espontánea).

A 523ºC, **$\Delta G° = +3{,}02$ kJ** (como la $\Delta G° > 0$, la reacción es no espontánea).

La reacción se encontrará en equilibrio cuando $\Delta G° = 0 = \Delta H° - T\Delta S°$.

T = 506 ºC.

16 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción exotérmica es siempre espontánea.

Solución

Si la variación de entropía es negativa, la reacción podrá ser no espontánea a temperatura elevada porque el criterio de espontaneidad viene dado por la energía libre de Gibbs.

17 Comenta la veracidad de la siguiente afirmación: Una reacción endotérmica es siempre no espontánea.

Solución

Si la variación de entropía es positiva, la reacción podrá ser espontánea a temperatura elevada porque el criterio de espontaneidad viene dado por la energía libre de Gibbs.

18 ¿Cuándo coincide el calor de reacción a presión constante con el calor de reacción a volumen constante?

Solución

Ambos calores coinciden cuando la variación del número de mol de especies químicas gaseosas entre productos y reactivos es igual cero.

$Qp = Qv + \Delta n.R.T$, $Qp = Qv$

Donde $\Delta n = 0$.

19 ¿Qué significa que la variación de energía libre de Gibbs sea nula?

Solución

Que el sistema ha alcanzado el equilibrio químico, las concentraciones de reactivos y productos permanecen invariables.

20 Una reacción química puede ser no espontánea a cualquier temperatura?

Solución

A cualquier temperatura una reacción endotérmica y con variación de entropía negativa es siempre no espontánea.



Cinética. Equilibrio químico

Velocidad de reacción

$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$

Equilibrio

Contenidos

— Velocidad de las reacciones químicas.

— Factores que influyen en la velocidad de reacción.

— Ecuación de velocidad.

— Teorías sobre la velocidad de reacción.

— Mecanismos de reacción.

— Equilibrio químico.

— Factores que influyen en el equilibrio químico.

— Técnicas de resolución de ejercicios.

Objetivos

— **Definir la velocidad de una reacción química.**

— **Interpretar la ecuación de velocidad: orden parcial y total de una reacción química.**

— **Enunciar los factores básicos que afectan a las velocidades de las reacciones químicas.**

— **Describir las teorías de las velocidades de las reacciones químicas: colisiones y del estado de transición.**

— **Describir el mecanismo de una reacción química.**

— **Describir las características del estado de equilibrio de una reacción reversible.**

— **Dada una reacción química homogénea o heterogénea ajustada, escribir la expresión de su constante de equilibrio en términos de las concentraciones molares de las sustancias que intervienen.**

— **Predecir la dirección en la que procederá una reacción química dada comparando el valor del cociente de reacción Q con el de la constante de equilibrio K_c.**

— **Dado el valor de K_c de una reacción química, obtener el valor de K de la reacción inversa o una combinación lineal de ambas.**

— **Calcular el valor de la constante de equilibrio a partir de las concentraciones en el equilibrio de los reactivos y/o productos.**

— **Dado el valor numérico de la constante de equilibrio de una reacción, calcular las concentraciones en el equilibrio de reactivos y productos a partir de unas cantidades iniciales dadas.**

— **Dado un equilibrio químico, aplicar el principio de Le Châtelier para predecir cómo varían las condiciones de equilibrio.**

Introducción

En el tema anterior se estableció el criterio de espontaneidad de una reacción química a partir de la variación de la energía libre de Gibbs. Sin embargo, esto no es suficiente para saber la rapidez con que tiene lugar una reacción, ni para conocer en qué extensión se produce la reacción.

Existen reacciones químicas que transcurren a velocidades muy grandes y otras que tienen lugar muy lentamente. A veces dependiendo del proceso interesa acelerar la velocidad de reacción, como por ejemplo en la industria la síntesis del amoníaco a partir de sus elementos; mientras otras interesa que transcurran muy lentamente, como por ejemplo las reacciones implicadas en la destrucción de la capa de ozono o de descomposición de determinados alimentos.

La cinética química se ocupa de medir y predecir la velocidad de reacción, así como de estudiar los factores que influyen en ella.

Muchas reacciones químicas alcanzan un equilibrio químico coexistiendo los reactivos con los productos; estas reacciones se denominan reversibles. El grado de conversión viene determinado por la constante de equilibrio que es específica de cada reacción y depende de la temperatura.

Existen factores externos que modifican o influyen en el equilibrio químico como la presión y la temperatura de gran importancia en la industria.

Es importante remarcar que una reacción química muy rápida no implica que esté muy desplazada hacia la formación de productos, ni viceversa. Así mismo, una reacción química espontánea puede estar bloqueada cinéticamente y ser extremadamente lenta.

Henri-Louis Le Châtelier, (Figura 1), químico francés, en 1888 formuló un principio según el cual el equilibrio en una reacción química se encuentra condicionado por los factores externos, que lo desplazan hasta contrarrestar los cambios producidos. Le Châtelier desconocía que estas conclusiones fueron anticipadas por el físico norteamericano J. W. Gibbs, y las publicó en la «Ley de estabilidad del equilibrio químico», actualmente conocida con el nombre de principio de Le Châtelier.



Figura 1. Henri-Louis Le Châtelier (1850-1936).

Desarrollo de los contenidos

1. VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En toda reacción, con el transcurso del tiempo, se consumen los reactivos a la vez que se van formando los productos. La **velocidad de una reacción** representa la cantidad de uno de los reactivos que desaparece por unidad de tiempo, o bien la cantidad de uno de los productos que se forman por unidad de tiempo, es decir, que expresa el cambio de la concentración de un reactivo o un producto con el tiempo, por lo que es una magnitud específica de cada reacción. Se expresa normalmente en: $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$.

La velocidad de una reacción se puede expresar en función de la concentración de los reactivos o de los productos para un determinado tiempo *t*:

$$Velocidad = -\frac{\Delta[\text{reactivo}]}{\Delta \text{Tiempo}} = +\frac{\Delta[\text{producto}]}{\Delta \text{Tiempo}}$$

Velocidad de una reacción. Es el cambio en la concentración de un reactivo o de un producto que tiene lugar en un periodo de tiempo.

Para una reacción general, representada por la siguiente ecuación ajustada:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

hay que tener en cuenta que, en general, la velocidad de formación de un cierto producto no es igual a la velocidad de desaparición de un determinado reactivo, sino que ambas están relacionadas por los coeficientes estequiométricos de la reacción. Así, la velocidad (v) de reacción en un intervalo de tiempo (Δt), viene dada por la expresión:

$$v = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

en la que podemos ver que tanto las velocidades de desaparición de los reactivos como de formación de productos, vienen normalizadas por el correspondiente coeficiente estequiométrico de la reacción química igualada, puesto que por cada *a* $mol \cdot L^{-1}$ de **A** que se consume, también desaparecen *b* $mol \cdot L^{-1}$ de **B**, y a la vez se producen *c* $mol \cdot L^{-1}$ de **C** y *d* $mol \cdot L^{-1}$ de **D**. Asimismo, como la concentración de los reactivos, [A] y [B], disminuye con el tiempo, sus variaciones son negativas, mientras que las variaciones de los productos, [C] y [D], son positivas (la concentración aumenta con el tiempo), por lo que a las variaciones de los reactivos se les antepone el signo negativo (-) con objeto de que la expresión de la velocidad siempre tenga un valor positivo.

En la Figura 2 se representa la velocidad de reacción directa e inversa en función del tiempo. Como puede apreciarse la velocidad de la reacción no es constante, sino que varía según el intervalo de tiempo elegido: a medida que la concentración de A o B disminuye, la reacción directa transcurre más lentamente; pero a la vez, al aumentar la concentración de C y de D, la reacción inversa se hace más rápida. En el equilibrio ambas velocidades deben igualarse.

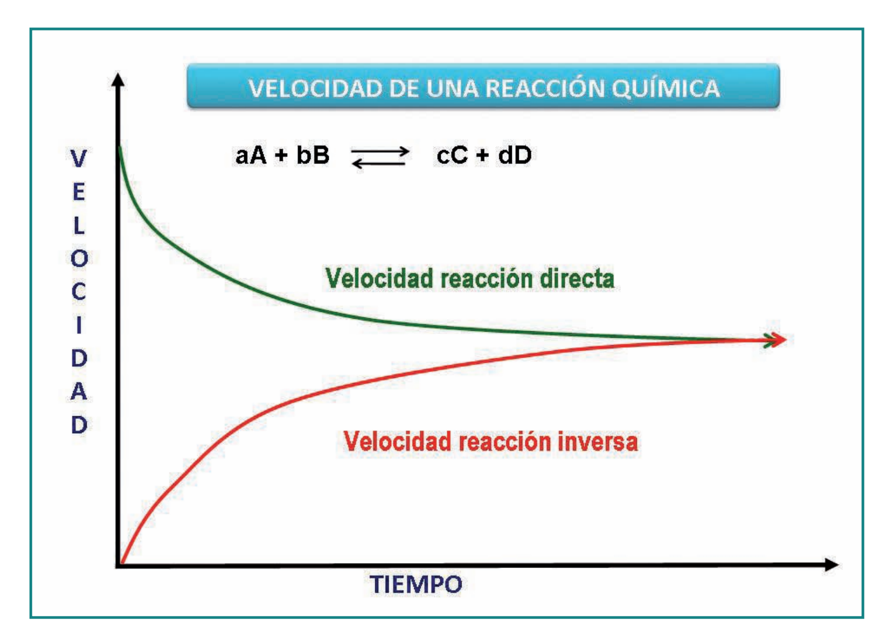


Figura 2. Variación de la velocidad de reacción directa e inversa en función del tiempo.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escriba la expresión de la velocidad de reacción en función de reactivos y productos.

a) A + B $\rightarrow$ C

b) 2A + B $\rightarrow$ 2C

c) 2C $\rightarrow$ 2A + B

Solución

a) $v = -\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t}$

b) $v = -\dfrac{1}{2}\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\dfrac{1}{2}\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t}$

c) $v = -\dfrac{1}{2}\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\dfrac{1}{2}\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = +\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t}$

Ejercicio 2

Escriba la expresión de la velocidad de reacción en función de reactivos y productos.

a) A + 1/2B $\rightarrow$ C

b) A + 2B $\rightarrow$ 3C

c) C $\rightarrow$ 1/2A + 1/3B

Solución

a) $v = -\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = -2\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t}$

b) $v = -\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\dfrac{1}{2}\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\dfrac{1}{3}\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t}$

c) $v = -\dfrac{\Delta[C]}{\Delta t} = +2\dfrac{\Delta[A]}{\Delta t} = +3\dfrac{\Delta[B]}{\Delta t}$

2. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELODAD DE REACCIÓN

La velocidad de una reacción depende de la naturaleza de las sustancias reaccionantes, de su concentración, de la temperatura y de la presencia o no de catalizadores. La comprensión de estos factores es de gran utilidad en el control de la velocidad de las reacciones químicas.

2.1. Naturaleza de los reactivos

La velocidad de reacción varía considerablemente de unas reacciones a otras. Como regla general, puede decirse que, a temperatura ordinaria, las reacciones que no implican un reajuste de enlaces suelen ser muy rápidas. Esto es lo que ocurre en casi todas las reacciones entre iones. En cambio, cuando se requiere la ruptura y formación de varios enlaces, las reacciones suelen ser muy lentas (enlaces covalentes), sobre todo si hay enlaces múltiples. Esta regla es sólo aproximada.

Asimismo, en general, las reacciones homogéneas en las que intervienen líquidos o gases presentan una velocidad de reacción más elevada que las reacciones en las que intervienen sólidos, pues ésta aumenta cuando crece la superficie de contacto entre los reactivos o se eleva el nivel de agitación lo que provoca mayor número de choques entre las moléculas.

En las reacciones heterogéneas, la velocidad de reacción aumenta cuando crece la superficie de contacto entre los reactivos (partículas finamente divididas) o se eleva el nivel de agitación, y son más lentas que las homogéneas.

$F_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow 2\,HF_{(g)}$ rápida a temperatura ambiente

$O_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$ lenta a temperatura ambiente

2.2. Concentración de los reactivos

La mayoría de las reacciones requieren que sus moléculas choquen entre sí. Esta es una de las razones por las que las reacciones suelen llevarse a cabo en fase gaseosa o en disolución líquida, pues en estos medios, las moléculas de los reactivos colisionan con mucha facilidad. Cuanto más aumente el número de moléculas confinadas en un volumen dado, mayor será la frecuencia con que estas colisionan entre sí. Por ello, la velocidad de una reacción, generalmente, aumenta cuando crece la concentración de los reactivos.

En la Figura 3 se representa la variación de velocidad de la reacción química en función de la concentración; la recta horizontal corresponde a una reacción cuya velocidad no depende de la concentración, la recta inclinada nos representa una relación lineal con la concentración, y la rama de parábola nos representa la dependencia de la velocidad con el cuadrado de la concentración.

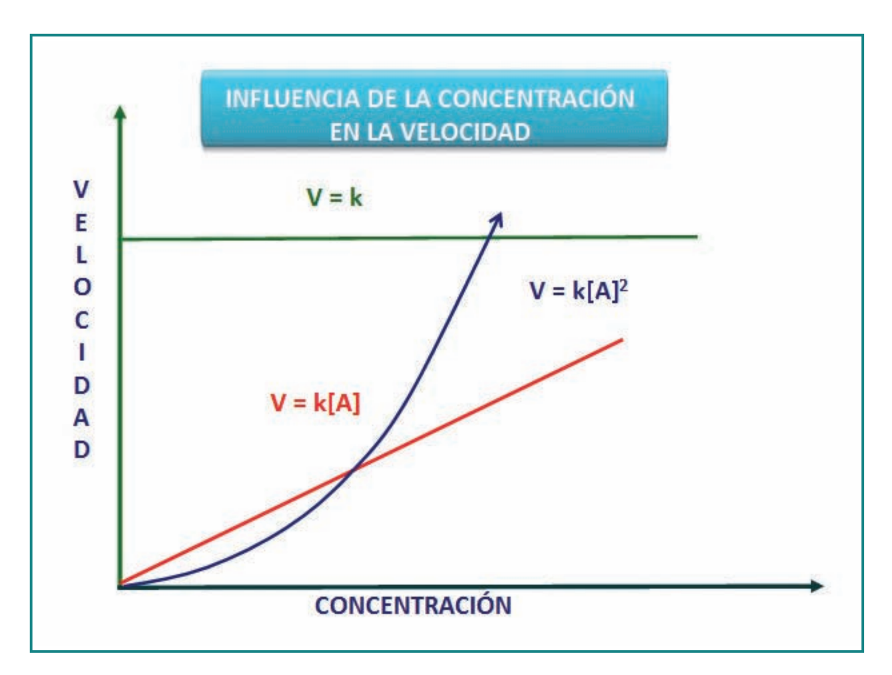


Figura 3. Velocidad de la reacción en función de la concentración del reactivo en distintos tipos de reacciones químicas.

2.3. Efecto de la temperatura

La velocidad de la mayoría de las reacciones químicas aumenta con la temperatura, independientemente que sean exotérmicas o endotérmicas. De manera aproximada, se puede decir que un aumento de 10 °C en la temperatura, al menos duplica la velocidad de reacción.

La dependencia de la constante de velocidad con la temperatura viene dada por la ecuación de Arrhenius, que muestra la influencia de la temperatura sobre la constante de velocidad, *k*, de la que depende la velocidad de reacción:

$$k = A\, e^{-Ea/RT}$$

donde:

Ea es un parámetro denominado **energía de activación** característica de cada reacción.

A es una constante independiente de la temperatura denominada *factor de frecuencia*, que tiene en cuenta la frecuencia de las colisiones en la reacción.

e es el número *e* (base de los logaritmos neperianos).

R es la constante de los gases.

T es la temperatura absoluta (K).

De esta ecuación podemos deducir que la constante de velocidad es *directamente proporcional a la frecuencia de los choques, es mayor cuanto menor sea el valor de la energía de activación y aumenta con la temperatura absoluta.*

Dada la forma exponencial de esta ecuación se deduce que un pequeño aumento de T produzca un elevado incremento de la constante *k* y, por tanto, de la velocidad de reacción.

En la Figura 4 se realiza la representación del logaritmo neperiano de la constante de velocidad (ln *k*), en función del inverso de la temperatura absoluta (1/T). Así, obtenemos una recta de ordenada en el origen igual al neperiano de la constante A (ln A), módulo de frecuencia característico de cada reacción química; y de pendiente igual a **-Ea/R**, que nos permite calcular la energía de activación de la reacción química.

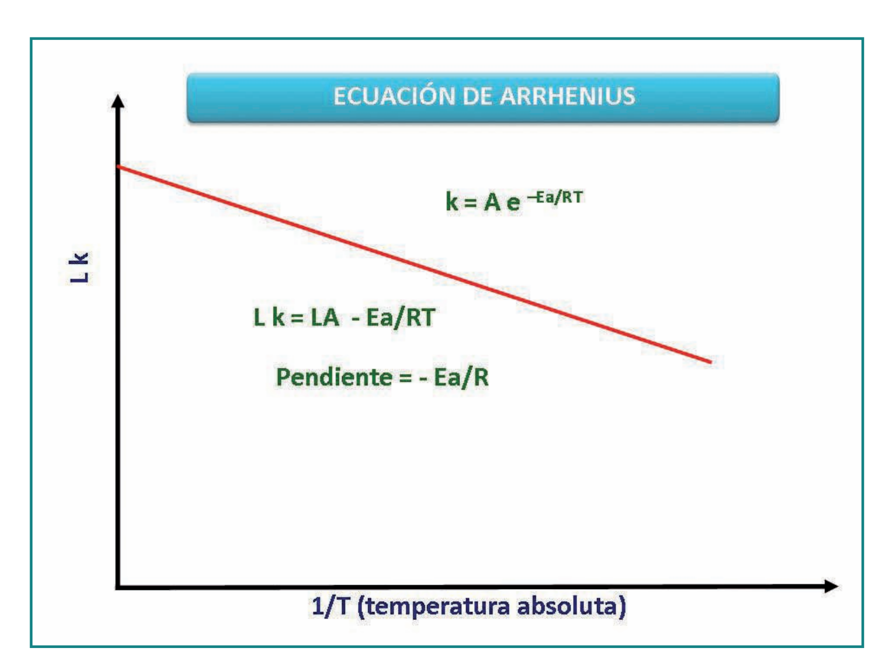


Figura 4. Representación logarítmica de la constante de velocidad y el inverso de la temperatura absoluta.

2.4. Catalizadores

Un catalizador es una sustancia (extraña a la reacción) que, incluso en cantidades muy pequeñas, modifica significativamente la velocidad de una reacción, sin sufrir en la misma ninguna alteración química permanente, es decir, se recupera al final del proceso, sin cambio químico. El catalizador no puede iniciar o mantener una reacción

que no tienda a producirse en su ausencia, sino que únicamente varía el tiempo necesario para alcanzar el equilibrio.

El fenómeno se denomina «catálisis». No obstante, los catalizadores pueden perder su actividad «envenenándose» por lo que tienen una vida limitada.

Los inhibidores son, por el contrario, sustancias que disminuyen la velocidad de una reacción.

En la Figura 5 se representa como varía la energía de la reacción a medida que los reactivos se transforman en productos. Los reactivos deben superar una barrera energética para transformarse en los productos. Puede apreciarse en dicha figura que la barrera energética disminuye con la presencia del catalizador, acelerándose por tanto la reacción química.

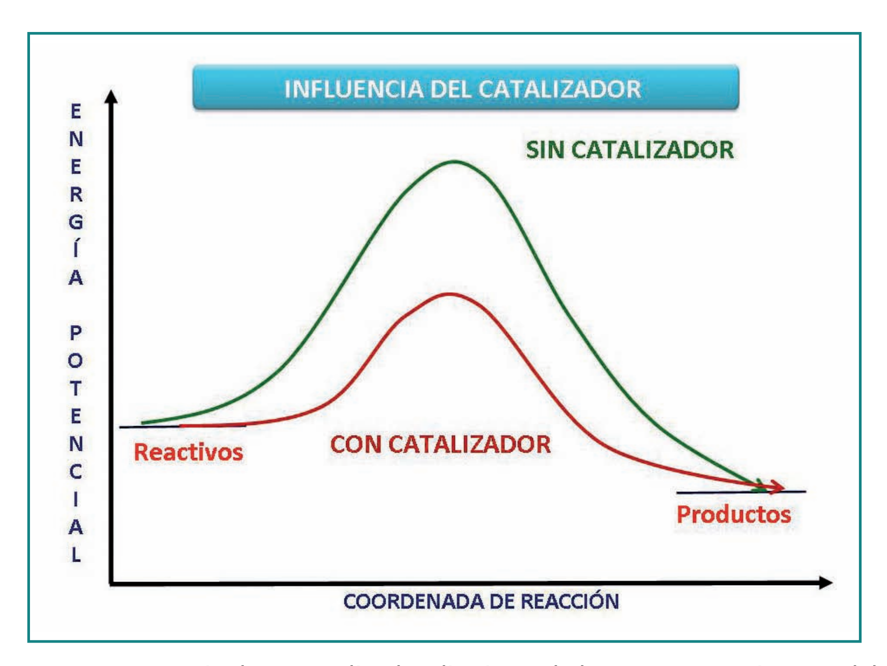


Figura 5. La presencia de un catalizador disminuye la barrera energética que deben superar las moléculas de los reactivos para transformarse en productos.

3. ECUACIÓN DE VELOCIDAD

La expresión matemática de la ley de velocidad para una reacción, a una temperatura determinada, permite predecir la dependencia de la velocidad de reacción con las concentraciones; esta ley o **ecuación de velocidad** se determina experimentalmente.

Si consideramos la reacción ajustada:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

y suponemos que transcurre totalmente, la ley de velocidad viene dada por la expresión:

$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

donde:

v es la velocidad de la reacción.

k es la constante de velocidad.

[A], [B] concentración molar de los reactivos en un instante dado.

α y β exponentes calculados de forma experimental.

Los valores de α y β se determinan experimentalmente y son generalmente números enteros, positivos o cero, aunque a veces pueden ser fraccionarios y/o negativos. Sus valores no guardan, necesariamente, relación con los coeficientes estequiométricos (a, b) de la reacción.

Ecuación de velocidad. Expresión matemática que relaciona la velocidad de una reacción en un momento dado con las concentraciones de los reactivos presentes en ese momento.

A los valores de α e β se les llama **orden de reacción** con respecto a los reactivos, A y B respectivamente, y a la suma de todos los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad ,$(\alpha + \beta)$, se llama **orden total de la reacción**; si la suma es igual a 1 la reacción es de *primer orden*, si es igual a 2, de *segundo orden* y así, sucesivamente.

La constante, *k*, de proporcionalidad, se denomina **constante específica de velocidad o constante de velocidad**. Formalmente es la velocidad de la reacción cuando las concentraciones de todos los reactivos son iguales a la unidad, y su valor para cada reacción:

— Es independiente de las concentraciones de los reactivos y productos.

— Varía con la temperatura.

— Depende de la presencia o no de los catalizadores.

— Se determina experimentalmente.

— Sus unidades depende la expresión general de la ecuación de velocidad.

A veces la ecuación de velocidad de una reacción química nos conduce a un orden poco frecuente debido a un mecanismo complejo. Estas reacciones complejas tienen lugar en varias etapas o reacciones elementales. Cuando en una reacción elemental interviene **una** sola molécula, la reacción se llama **monomolecular**; si interaccionan **dos**, la reacción se denomina **bimolecular**; si son **tres**, **trimolecular**. Son muy poco frecuentes o desconocidas las reacciones elementales que intervienen más de tres moléculas.

Es importante considerar la diferencia entre el orden y la molecularidad de una reacción. El orden puede ser determinado experimentalmente mediante medidas de la velocidad o de la concentración en función del tiempo. La molecularidad, sin embargo es un concepto teórico que se puede deducir del mecanismo de la reacción, y aplicable exclusivamente a reacciones elementales.

Molecularidad. Número de moléculas que interaccionan en una reacción elemental.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribe la expresión de la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones elementales. Indica el orden parcial y total de cada reacción.

a) $A + B \rightarrow C$

b) $2A + B \rightarrow 2C$

c) $2C \rightarrow 2A + B$

Solución

Una reacción elemental es aquella que tiene lugar en una sala etapa y la ecuación de velocidad es proporcional a la concentración de los reactivos elevado a los coeficientes estequiométricos.

a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

Orden uno respecto de A y orden uno respecto de B, orden total dos.

b) $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

Orden dos respecto de A y orden uno respecto de B, orden total tres.

c) $v = k \cdot [C]^2$

Orden dos respecto de C y orden total dos.

Ejercicio 2

En una reacción de segundo orden indica la variación de la velocidad al duplicar la concentración del reactivo.

Solución

$$2A \rightarrow \text{Productos}$$

$$v = k \cdot [A]^2;\ v' = k \cdot 2^2 [A]^2 = k \cdot 4[A]^2 = 4v$$

Si se duplica la concentración de A, la velocidad se cuadruplica.

Ejercicio 3

En una reacción de segundo orden respecto de A y primer orden respecto de B, cómo aumenta la velocidad al duplicar la concentración del reactivo B manteniendo constante la concentración de A.

Solución

$$2A + B \rightarrow \text{Productos}$$

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B];\ v' = k \cdot [A]^2 \cdot 2[B] = 2v$$

Al mantenerse constante la concentración de A, la velocidad se duplicará.

4. TEORÍAS SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Una vez que se han visto los factores que modifican la velocidad de una reacción, es importante conocer, aunque sea cualitativamente, las teorías que explican cómo y por qué se producen las reacciones químicas, es decir, el mecanismo de una reacción. Desde una óptica cualitativa se van a considerar la teoría de las colisiones y la teoría del estado de transición para justificar la influencia de distintos factores en la velocidad de reacción.

Teoría de colisiones

La teoría de las colisiones se basa en la hipótesis de que la reacción ocurre como resultado de colisiones entre las especies reaccionantes. Si suponemos una reacción del tipo:

$$A+B \rightarrow \text{productos}$$

la teoría supone que la velocidad de reacción es proporcional al número de colisiones A-B por segundo que ocurran en un volumen dado de la mezcla de reacción. No obstante, a partir de la teoría cinética de los gases sabemos que se producen millones de choques por unidad de tiempo, lo que generaría una velocidad de reacción muy elevada, que no coincide con la realidad. Por ello, deducimos que las moléculas reaccionantes chocan entre sí de forma elástica, sin que se produzca en ellas ninguna transformación interna significativa. Es decir, la mayoría de los choques no producen reacción, son ineficaces.

Sabemos que la velocidad de reacción es sensible a la temperatura, si bien el incremento de la celeridad de la reacción no se corresponde con el incremento de choques por unidad e tiempo que tienen lugar al aumentar la temperatura.

Para la mayoría de las reacciones químicas, una elevación de 10 °C en la temperatura que genera que la velocidad se duplique, e incluso se haga tres o cuatro veces mayor.

Al incrementar la temperatura, aumenta la velocidad molecular promedio, y, en consecuencia, el número de choques, pero este incremento es muy inferior al significativo aumento de la velocidad de reacción. Para justificar este incremento de la velocidad de reacción, debemos suponer que para que la reacción ocurra, las moléculas que chocan entre sí deben tener una energía cinética total cuando menos a una energía umbral o mínima, a la que denominamos **energía de activación, E_A**. Las moléculas que en el momento del choque tienen la energía suficiente para reaccionar, se llaman moléculas activadas. Esta energía de activación puede considerarse como una barrera energética que las moléculas reaccionantes deben superar antes de que se formen los productos. Podría representar la energía necesaria para romper los enlaces existentes, o para que los electrones libres de la capa o nivel de valencia se transfieran de un átomo a otro.

En la Figura 6 se representa, de acuerdo con la teoría de colisiones, las energías de activación de las reacciones directa e inversa. La diferencia entre la energía de activación directa e indirecta coincide con la entalpía de reacción, que en este ejemplo se trata de una reacción exotérmica.

Teoría de colisiones. Establece que las moléculas deben tener una energía, al menos, igual a la energía de activación para evolucionar a los productos.

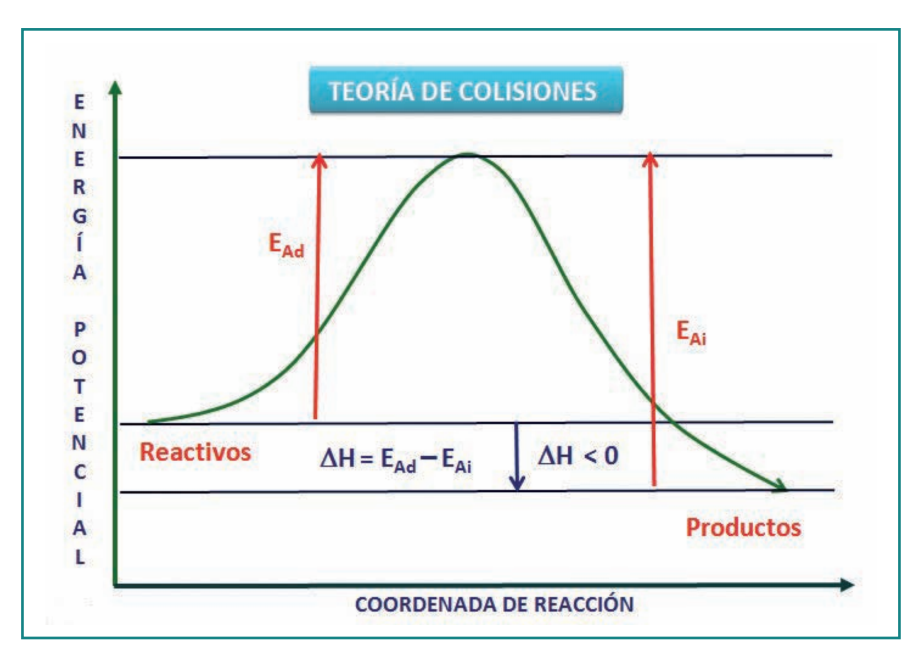


Figura 6. Representación de la energía en función de la coordenada de reacción según la teoría de colisiones.

La interpretación del significativo aumento de la velocidad de reacción con la temperatura tenemos que considerarla teniendo en cuenta el número de moléculas activadas, es decir, con una energía igual o mayor a la energía de activación.

En la Figura 7 se representa la fracción de moléculas de reactivos en función de su contenido energético. La fracción de moléculas activadas aumenta significativamente al aumentar la temperatura. Vemos que a una temperatura $T_2 > T_1$, la fracción de moléculas con una energía igual o superior a la energía de activación se incrementa significativamente, por ello la velocidad de la reacción se incrementa de manera importante.

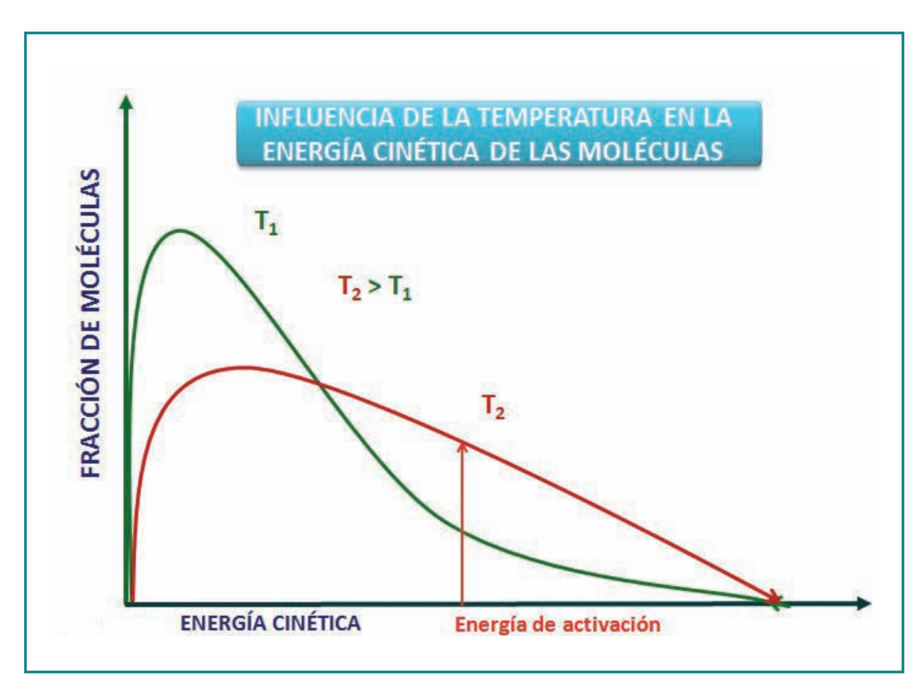


Figura 7. Efecto de la temperatura en la distribución de la energía cinética en las moléculas.

Hemos considerado que según la teoría de colisiones, las moléculas han de chocar para que una reacción se produzca, y que para que los choques sean eficaces deben tener la energía igual o superior a la energía de activación de la reacción. Estudios teóricos ponen de manifiesto que la velocidad teórica así obtenida es aún mayor, en un factor de 10 a 100 veces, de la velocidad experimental. Así debemos considerar que no todos los choques entre moléculas activadas son eficaces. Las moléculas que reaccionan deben tener una orientación adecuada entre sí para que reaccionen al ocurrir la colisión, pues aunque los átomos, moléculas o iones tengan la suficiente energía, puede suceder que el choque no sea eficaz al producirse éste con una orientación desfavorable (Figura 8).

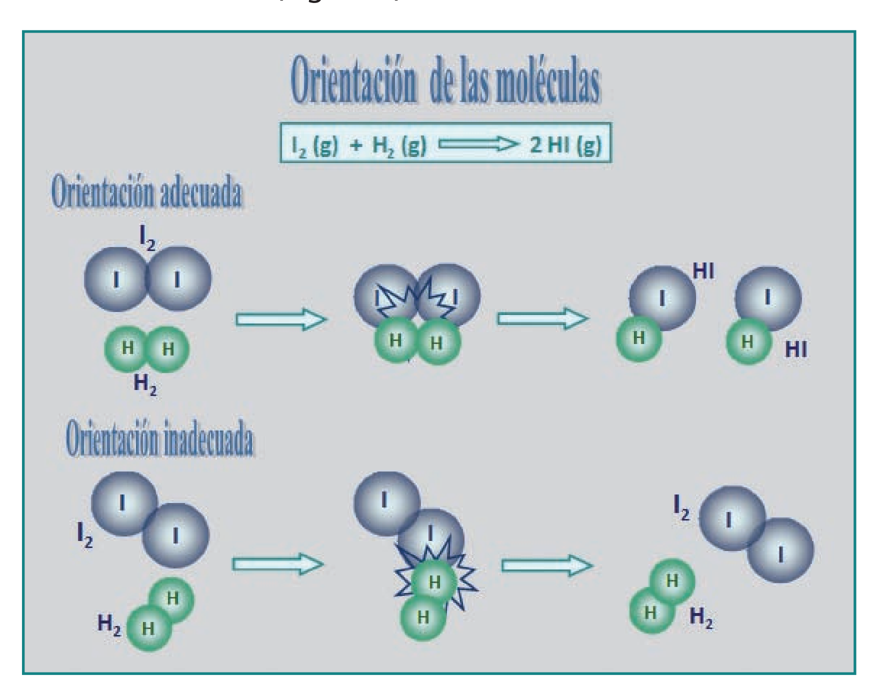


Figura 8. Orientación de las moléculas en la Teoría de las colisiones.

Por tanto, para que se produzca una reacción química, es necesario que los átomos o moléculas reaccionantes choquen entre sí con energía suficiente como para romper o debilitar suficientemente sus enlaces y, además, que las moléculas reaccionantes choquen con una orientación adecuada que permita la ruptura de los enlaces de los reactivos y se establezcan los nuevos enlaces estables de los productos de la reacción (Figura 8).

Así, la velocidad de reacción viene dada por un factor, menor de la unidad, que ajusta la fracción de los choques, con la energía suficiente, que tienen la orientación adecuada para que sean eficaces.

Teoría del estado de transición

La teoría del estado de transición se fundamenta que cuando dos moléculas chocan, al menos, con una energía igual a la energía de activación, y con una orientación adecuada, en el choque las moléculas pueden quedar unidas entre sí, formando un compuesto intermedio, poco estable, de corta vida. En este compuesto intermedio algunos de los enlaces de los reactivos se están rompiendo y, a la vez, se están formando de los productos. A este estado se le llama **estado de transición** y al compuesto intermedio se le denomina **complejo de transición o complejo activado**,

que posee alto contenido energético debido a la energía cinética acumulada que llevaban las moléculas antes del choque. El complejo activado, una vez formado, puede descomponerse regenerando los reactivos, o bien puede evolucionar hacia la formación de los productos. La teoría del estado de transición establece que existe un equilibrio entre los reactivos y complejo activado, y entre éste y los productos.

Hay que considerar que si una reacción química tiene una energía de activación pequeña, habrá un gran número de moléculas que a la temperatura ordinaria tendrán una energía cinética igual o mayor a la energía de activación, por lo que es muy probable que se forme el complejo activado, y que éste se descomponga formando el producto correspondiente, por lo que dicha reacción tendrá lugar a una gran velocidad. No obstante, si la energía de activación es muy grande la velocidad de reacción será muy pequeña.

En la Figura 9, de acuerdo con la teoría del estado de transición, se incluye la representación de un complejo de transición o complejo activado, en el cual se están rompiendo los enlaces de los reactivos y, a la vez, se forman los enlaces de los productos.

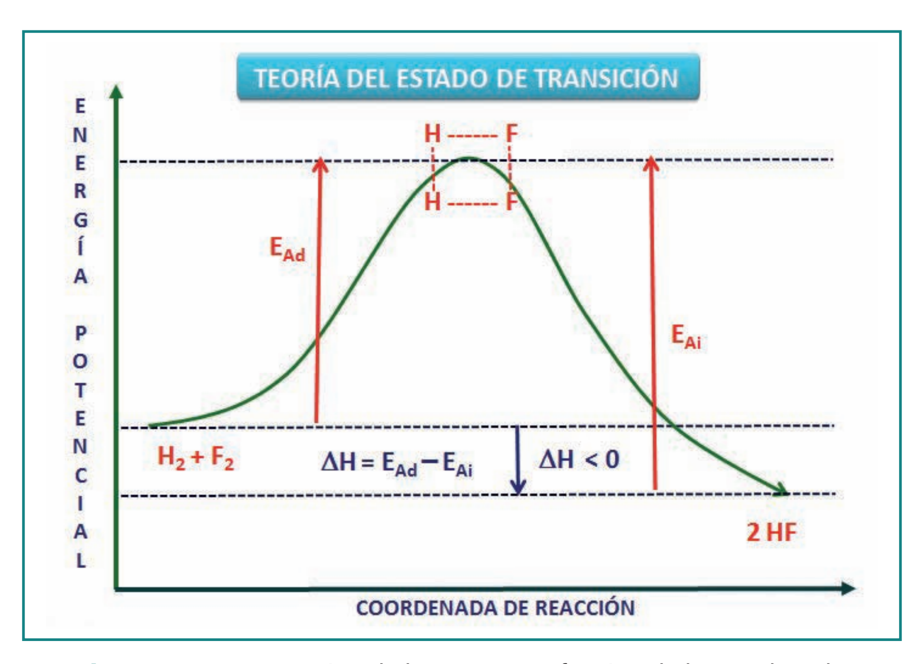


Figura 9. Representación de la energía en función de la coordenada de reacción según la teoría del estado de transición.

> **Teoría del estado de transición,** establece la formación de un compuesto intermedio, complejo de transición o complejo activado, de alto contenido energético, donde se rompen los enlaces de los reactivos y forman los enlaces de los productos.

Es importante señalar que no hay una relación directa entre la magnitud de la energía de activación de la reacción directa y de la reacción inversa con la entalpía de la reacción. Si bien, se ha señalado que la entalpía de una reacción se puede expresar como la diferencia entre las correspondientes energías de activación, no podemos concluir que una reacción muy exotérmica se corresponde con una reacción de energía de activación pequeña, por ejemplo. Es decir la energía de activación de una reacción química dependen de una serie de factores ya mencionados (temperatura, concentración, naturaleza, catalizadores..), mientras que la entalpía de reacción, sólo

depende del estado inicial y final del sistema, al ser una función de estado. Podemos encontrarnos con reacciones endotérmicas con energías de activación pequeñas y por tanto muy rápidas; así como, reacciones exotérmicas con energías de activación muy elevadas, y por tanto muy lentas.

La teoría del estado de transición nos permite explicar la actuación de los catalizadores e inhibidores. En la Figura 10 se representa la actuación de un catalizador según la teoría del estado de transición. Así la presencia de un catalizador actúa proporcionando un camino diferente y más fácil por el que puede transcurrir la reacción. La función del catalizador es disminuir la energía de activación de la reacción. Con todo el número de moléculas activadas es mucho mayor para la reacción catalizada que para la reacción sin catalizar, incrementándose significativamente la velocidad de reacción. Los catalizadores son sustancias muy específicas, es decir, puede catalizar una reacción y, en cambio, no otra muy similar.

Cuando el catalizador se presenta en la misma fase que los reactivos, el proceso catalítico tiene lugar en una única fase y se conoce como catálisis homogénea. Si el catalizador se encuentra en una fase distinta a los reactivos, el proceso se denomina catálisis heterogénea.

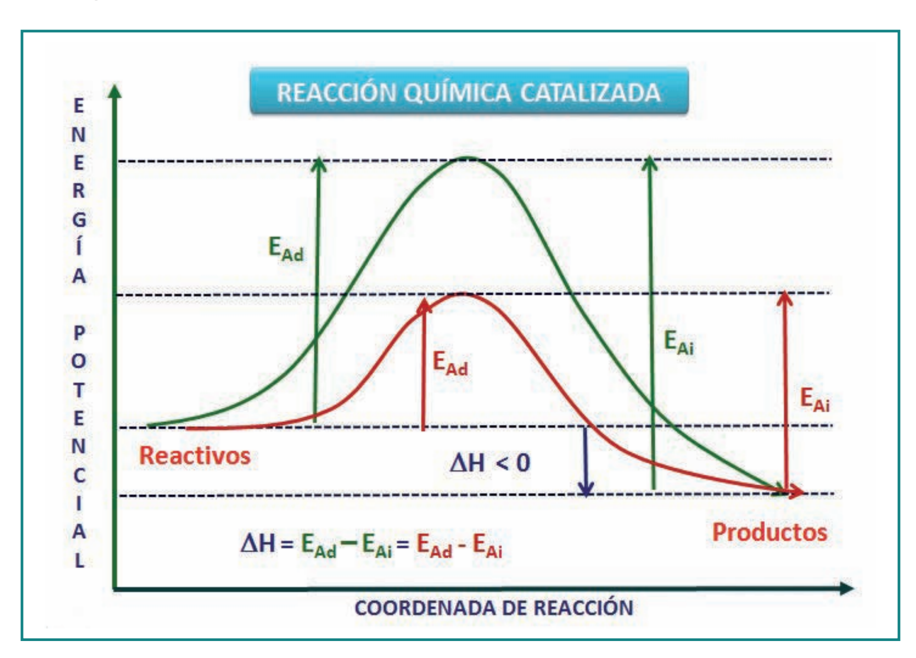


Figura 10. Un catalizador disminuye la energía de activación, acelerando la velocidad de la reacción directa e inversa.

En la catálisis homogénea, el catalizador se combina con las moléculas de los reactivos formando compuestos intermedios. Estos compuestos pueden evolucionar hacia los productos y regenerando el catalizador.

Un ejemplo de catálisis homogénea es la descomposición del agua oxigenada catalizada por una disolución del yoduro de potasio con el siguiente mecanismo:

$$2\ H_2O_{2(ac)} \rightarrow 2\ H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

Etapa 1: $2I^-_{(ac)} + H_2O_{2(ac)} + 2H^+_{(ac)} \rightarrow I_{2(ac)} + 2\ H_2O_{(l)}$

Etapa 2: $I_{2(ac)} + H_2O_{2(ac)} \rightarrow 2\ I^-_{(ac)} + 2\ H^+_{(ac)} + O_{2(g)}$

Global: $2\ H_2O_{2(ac)} \rightarrow 2\ H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$

En la catálisis heterogénea, normalmente, el catalizador es sólido con unos reactivos líquidos o gaseosos. La reacción ocurre sobre la superficie del catalizador heterogéneo en la que se absorben las sustancias que reaccionan en posiciones favorables para que pueda tener lugar la reacción. Las moléculas absorbidas son más reactivas que las no absorbidas porque el proceso de absorción suele alterar la actividad y la estructura de un reactivo, de manera análoga a la formación de un complejo activado. Así, se debilitan algunos enlaces y se forman otros nuevos, disminuyendo la energía de activación y, en consecuencia, acelerando la reacción química.

Una de las reacciones mediante catálisis heterogénea, mejor entendida, es la oxidación del CO sobre catalizadores de Pt o Pd:

$$CO(g) + M \rightarrow CO\text{-}M$$

$$O_{2(g)} + 2M \rightarrow 2\text{-}M$$

$$O\text{-}M + CO\text{-}M \rightarrow CO_{2(g)} + 2M$$

M representa una posición de adsorción sobre la superficie del catalizador.

Las sustancias más utilizadas como catalizadores heterogéneos son los metales de transición, Fe, Co, Ni, Pd, Pt, Cr, W, Ag, Cu…, ya que disponen de orbitales d parcialmente ocupados que pueden participar en la formación de enlaces de la especie química adsorbida.

La catálisis enzimática es intermedia entre los otros tipos de catálisis. El catalizador es una enzima, una macromolécula biológica del tipo de una proteína. El catalizador está en la misma fase que los reactivos (catálisis homogénea); pero las moléculas del catalizador son mucho mayores que las de los reactivos, el mecanismo catalítico es del tipo de contacto (catálisis heterogénea).

Dos aspectos fundamentales caracterizan la catálisis enzimática:

— Una gran eficacia catalítica, muy superior a la de cualquier otro tipo de catalizador artificial.

— Altamente específica, normalmente cada enzima cataliza una única reacción, por este motivo se requieren tantos enzimas como reacciones tengan que catalizarse.

Las enzimas contienen uno o más sitios activos donde manifiestan su actividad sobre otras moléculas de menor tamaño denominada sustrato. Se produce un acoplamiento entre la enzima y el sustrato a modo de sistema llave-cerradura.

Catalizador. Estabiliza el estado de transición, acelerando la reacción química al aumentar la fracción de moléculas que poseen una energía, al menos, igual a la energía de activación.

5. MECANISMOS DE REACCIÓN

La mayoría de las reacciones químicas tienen lugar a través de varias etapas, denominadas cada una de ellas reacción elemental. El conjunto de las reacciones elementales por las que transcurre una reacción global es lo que se denomina mecanismo de reacción.

El mecanismo de una reacción puede ser sencillo o muy complejo, así mismo reacciones similares con reactivos distintos pueden generar mecanismos muy distintos.

En general, cuando una reacción química tiene lugar en varias etapas, una de ellas es bastante más lenta que el resto, denominándose etapa determinante de la velocidad de reacción. El orden de la reacción vendrá determinado por la etapa limitante o más lenta.

Las reacciones en cadena constituyen un caso importante dentro de los mecanismos posibles de una reacción química. Un ejemplo típico es la síntesis del bromuro de hidrógeno a partir de sus elementos.

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \leftrightarrows 2HBr_{(g)}$$

El mecanismo de la reacción es el siguiente, donde cada reacción elemental posee una constante de velocidad específica:

Iniciación de la cadena: $Br_{2(g)} \rightarrow 2Br_{(g)}$

Propagación de la cadena: $H_{2(g)} + Br_{(g)} \rightarrow HBr_{(g)} + H$

$H_{(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow HBr_{(g)} + Br$

Terminación de la cadena: $H_{(g)} + HBr_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + Br$

Rotura de la cadena: $2Br_{(g)} \rightarrow Br_{2(g)}$

En la etapa de propagación se genera el producto de la reacción, HBr, y a la vez se generan átomos de H y Br, que continúan propagando la cadena.

El conocimiento del mecanismo de una reacción nos permite seleccionar las condiciones bajo las que ésta se va a llevar a cabo posibilitando, por ejemplo, que un proceso industrial sea rentable.

6. EQUILIBRIO QUÍMICO

En muchas reacciones químicas existe transformación química tanto en un sentido como en el contrario, es decir, que los productos obtenidos pueden, en parte, combinarse entre sí, a medida que se van formando, para dar nuevamente las sustancias iniciales. Estas reacciones se denominan **reversibles** y se representan con una doble flecha:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

En el instante inicial sólo hay reactivos, llamando v_1 y v_2 a las velocidades en sentido directo e inverso de la reacción, a medida que transcurre el proceso, las concentraciones de A y B disminuyen y las de C y D aumentan, es decir, disminuye v_1 y aumenta v_2, pero llegará un momento en que las velocidades de reacción en ambos sentidos se igualen, en ese momento se dice que se ha alcanzado el **equilibrio químico**.

Una vez alcanzado el punto de equilibrio la composición del sistema no se altera, pero las reacciones no se detienen, lo que ocurre es que ambas transcurren con la misma velocidad y simultáneamente, el equilibrio químico no es estático, sino dinámico. Un equilibrio dinámico significa que los factores que afectan a la reacción directa también influyen sobre la inversa.

Estado de equilibrio químico de una reacción reversible es el estado final del sistema en el que las velocidades de reacción directa e inversa son idénticas y las concentraciones de las sustancias que intervienen permanecen constantes.

En la Figura 11 se representa la variación de la velocidad de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) en dióxido de nitrógeno (NO_2) en función del tiempo. La velocidad de desaparición del tetraóxido de dinitrógeno disminuye y, a la vez, aumenta la velocidad de la reacción inversa. Una vez alcanzado el equilibrio, ambas velocidades son idénticas y la relación de concentraciones es invariable con el tiempo.

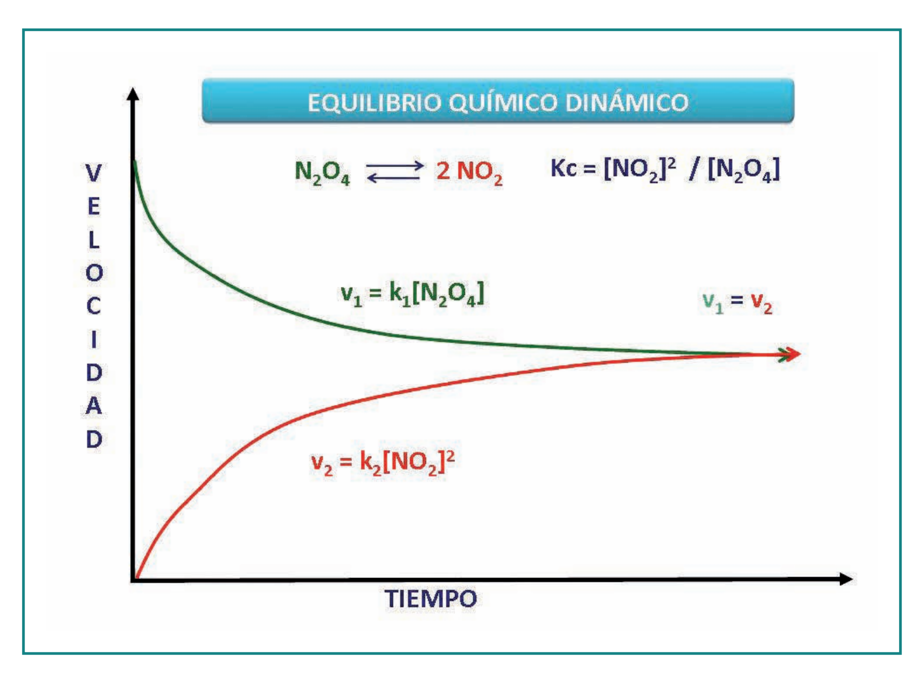


Figura 11. El equilibrio químico dinámico.

6.1. Constante de equilibrio

Si tenemos la reacción reversible:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

si esta se verifica en una fase homogénea, e independientemente de cuál sea el mecanismo de la reacción y del número de etapas por las que transcurre la misma, el equilibrio químico se logra cuando las dos reacciones opuestas ocurren simultáneamente con la misma velocidad. Es decir, la condición de equilibrio es que $v_1 = v_2$, por lo tanto como:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

El cociente entre las constantes de velocidad, para una temperatura determinada, es otra constante denominada **constante de equilibrio** (K_c) que relaciona las concentraciones de las distintas sustancias de la reacción en el equilibrio químico:

$$\frac{k_1}{k_2} = k_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

El subíndice K_c nos indica que en la forma de expresar la constante de equilibrio, las concentraciones vienen dadas en mol/L, es decir, que los corchetes de los reactivos y productos indican concentraciones de equilibrio en mol por litro.

Esta expresión de la constante de equilibrio, conocida como **Ley de acción de masas,** fue la primera descripción cuantitativa del equilibrio y establece que para una reacción reversible en equilibrio, a una temperatura constante, la relación de concentraciones entre reactivos y productos, elevados a los coeficientes estequiométricos respectivos, tiene un valor constante, K_c, constante de equilibrio.

La constante de equilibrio de una reacción química indica en qué grado los reactivos se transforman en productos, una vez alcanzado el equilibrio. Por ello, el valor numérico de esta constante es muy importante, ya que nos proporciona información acerca del progreso de la reacción y su rendimiento, en función de las cantidades relativas de los productos y de los reactivos presentes en el equilibrio.

Es importante señalar que el valor numérico de la constante de equilibrio depende:

— De los coeficientes estequiométricos de la ecuación química igualada.

— Del sentido en que está escrita la reacción química.

— De las unidades utilizadas para expresar la concentración de los reactivos y productos.

El valor numérico de la constante de equilibrio es muy importante, ya que proporciona información acerca del progreso de la reacción y su rendimiento, por lo que si:

— $K_c > 1 \rightarrow$ significa que en el equilibrio las concentraciones de los productos son mayores que las de los reactivos.

— $K_c >>> 1 \rightarrow$ indica que el equilibrio está desplazado hacia la derecha, por lo que existe casi exclusivamente productos. El rendimiento de la reacción es grande (Figura 12).

— $K_c < 1 \rightarrow$ significa que en el equilibrio predominan los reactivos sobre los productos (Figura 14).

— $K_c <<< 1 \rightarrow$ indica que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, la reacción directa trascurre inapreciablemente, por lo que en el equilibrio existe, casi exclusivamente, reactivos. El rendimiento de la reacción es bajo.

En la Figura 12 se representa la variación de la concentración con el tiempo del equilibrio de disociación del tetraóxido de dinitrógeno a dióxido de nitrógeno. En las condiciones experimentales de presión y temperatura la constante de equilibrio, K_c, es muy grande. La concentración en el equilibrio del producto de reacción es muy superior a la del reactivo.

En la Figura 13 se representa la variación de la concentración con el tiempo del equilibrio de disociación de tetraóxido de dinitrógeno a dióxido de nitrógeno. En las

condiciones experimentales de presión y temperatura la constante de equilibrio, K_c, es muy próxima a la unidad. El cuadrado de la concentración de dióxido de nitrógeno en el equilibrio coincide con la concentración de tetraóxido de dinitrógeno.

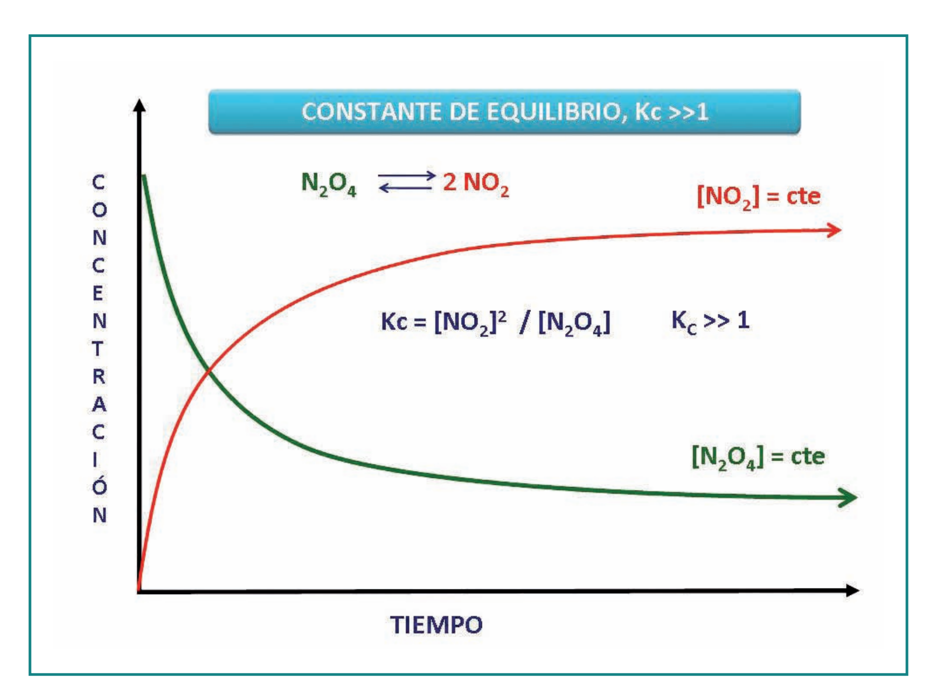


Figura 12. Variación de la concentración en función del tiempo en una reacción K_c >>1.

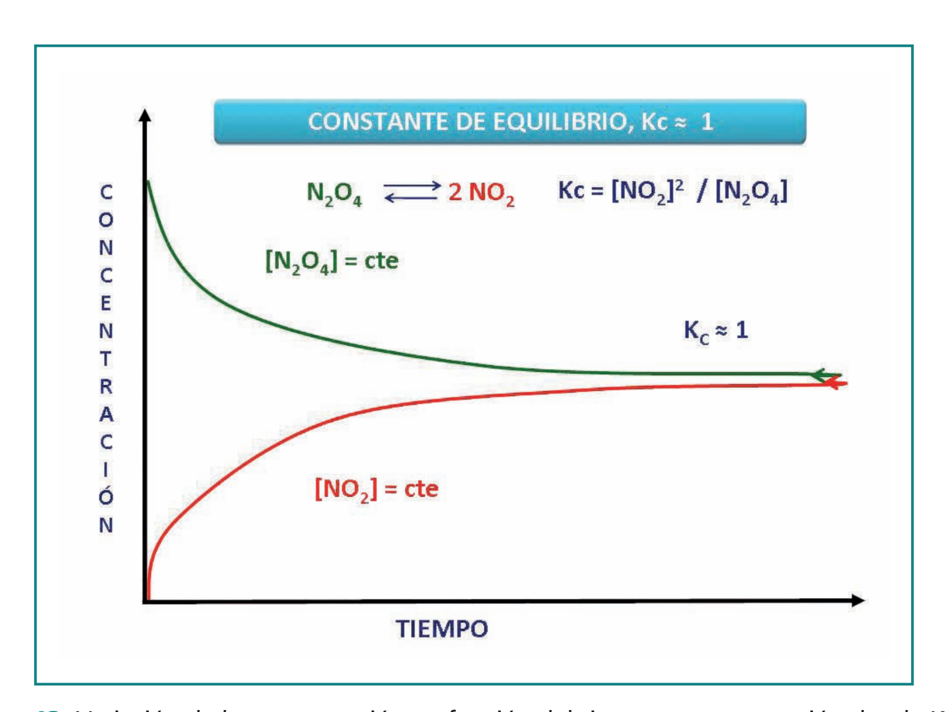


Figura 13. Variación de la concentración en función del tiempo en una reacción donde $K_c \approx 1$.

En la Figura 14 se representa la variación de la concentración con el tiempo del equilibrio de disociación de tetraóxido de dinitrógeno a dióxido de nitrógeno. En las condiciones experimentales de presión y temperatura la constante de equilibrio, K_c, es muy pequeña. La concentración en el equilibrio del producto es muy inferior a la del reactivo, apenas se forma producto.

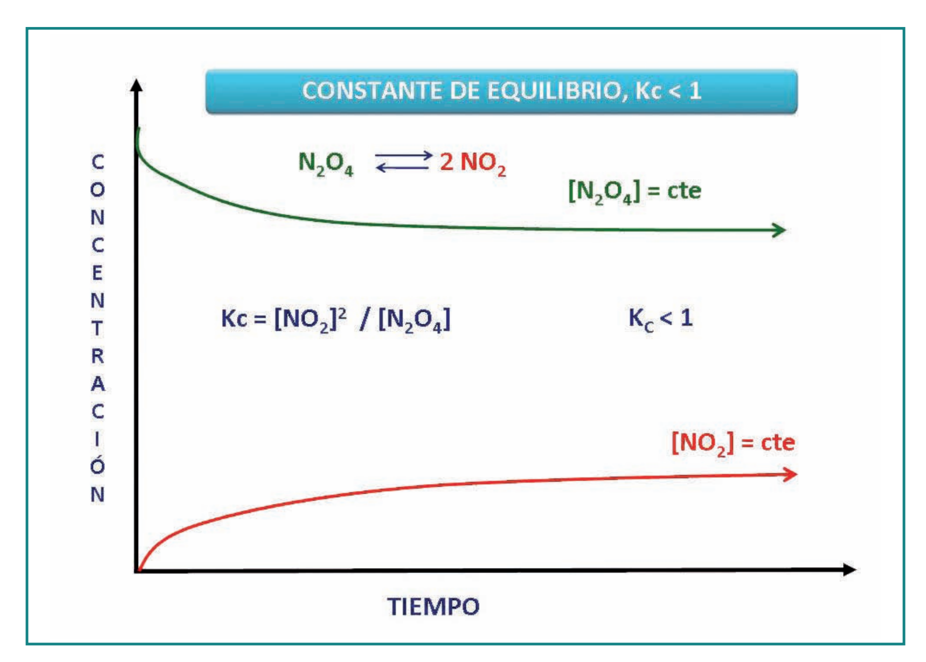


Figura 14. Variación de la concentración en función del tiempo en una reacción donde, $K_c < 1$.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir la expresión de la constante de equilibrio de las siguientes reacciones reversibles

a) $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}$ b) $N_2O_{4(g)} \leftrightarrows 2NO_{2(g)}$

Solución

a) $K_c = \dfrac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$ b) $K_c = \dfrac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$

Ejercicio 2

¿Qué relación hay entre las constantes de equilibrio de estas dos reacciones?

a) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$ b) $2NH_{3(g)} \leftrightarrows N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

Solución

a) $K_a = \dfrac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$ b) $K_b = \dfrac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2}$

Por tanto

$$K_a = \frac{1}{K_b}$$

Ejercicio 3

¿Qué relación hay entre las constantes de equilibrio de estas dos reacciones?

a) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$ b) $NH_{3(g)} \leftrightarrows 1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)}$

Solución

a) $K_a = \dfrac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$ b) $K_b = \dfrac{[N_2]^{1/2}[H_2]^{3/2}}{[NH_3]}$

Por tanto

$$K_a = \frac{1}{K_b^{\,2}}$$

Ejercicio 4

La K_c de la reacción siguiente, a una temperatura dada, vale 16:

$$A + 1/2B \leftrightarrows C$$

Determina la Kc, a la misma temperatura, de las siguientes reacciones:

$$2A + B \leftrightarrows 2C$$

$$2C \leftrightarrows 2A + B$$

Solución

$$K_a = \frac{[C]}{[A][B]^{1/2}}$$

$$K_b = \frac{[C]^2}{[A]^2[B]}$$

$$K_c = \frac{[A]^2[B]}{[C]^2}$$

La relación entre constantes de equilibrio es la siguiente:

$K_b = K_a^2 = 16^2 = 256$

$$K_c = \frac{1}{K_b} = \frac{1}{256}$$

6.2. Equilibrios heterogéneos

Los equilibrios homogéneos son aquellos en que todos los componentes presentes se encuentran en una misma fase, como es el caso de los equilibrios estudiados hasta el momento y, en general, de los constituidos exclusivamente por gases o por sustancias en disolución.

Sin embargo, existen equilibrios químicos en los que los sistemas se encuentran en más de una fase, como gas y sólido, gas y líquido, principalmente, en este caso el equilibrio se denomina **heterogéneo** pues las sustancias presentes en él están en distinta fase como, por ejemplo, en la reacción general:

$$aA\ (s) + bB\ (g) \leftrightarrows cC\ (s) + dD\ (g)$$

La concentración de una sustancia es la cantidad de materia que hay de la misma en la unidad de volumen, por lo que la concentración, expresada en g/L, de un sólido o un líquido puro en sus respectivas fases, es igual a su densidad, que es una cantidad constante (por ser una magnitud intensiva que no depende de la cantidad de sustancia que contiene). Por lo tanto, la expresión de la constante de equilibrio, K_c, en sistemas heterogéneos incluye exclusivamente las concentraciones de las especies químicas que se encuentran en estado físico gaseoso, ya que las concentraciones de líquidos y sólidos presentes son, a una determinada temperatura, esencialmente constantes.

A continuación, se pueden ver algunos ejemplos típicos de reacciones reversibles heterogéneas y sus correspondientes constantes de equilibrio:

$CaCO_{3(s)} \leftrightarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$	$K_c = [CO_2]$
$CuS_{(s)} + O_{2(g)} \leftrightarrows SO_{2(g)} + Cu_{(s)}$	$Kc = [SO_2] / [O_2]$
$NH_4Cl_{(s)} \leftrightarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$	$Kc = [NH_3]\ [HCl]$
$HgO_{(s)} \leftrightarrows Hg_{(g)} + 1/2O_{2(g)}$	$Kc = [Hg]\ [O_2]^{1/2}$
$NH_4HS_{(s)} \leftrightarrows NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$	$Kc = [NH_3]\ [H_2S]$
$AgCl_{(s)} \leftrightarrows Ag^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$	$Kc = [Ag^+]\ [Cl^-]$

6.3. Cociente de reacción

La expresión de la constante de equilibrio y su valor numérico nos proporciona un medio para predecir qué sucederá si se mezclan sustancias que pueden reaccionar entre sí, es decir, que se puede conocer, dado cualquier valor de las concentraciones iniciales, en qué sentido avanzará una reacción: si hacia la formación de más reactivos o hacia la formación de más productos. Para ello se formula un **cociente de reacción** que tiene la misma expresión que la constante de equilibrio, y que frecuentemente se designa por el símbolo Q.

Para la reacción general:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

La expresión de la constante de equilibrio será:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

La sustitución en esta expresión de la constante de las concentraciones en el equilibrio por las concentraciones iniciales, da una cantidad que es el denominado **cociente de reacción,** Q:

$$Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

En este caso, los términos de concentración son las concentraciones de las distintas sustancias, expresadas en mol/L, en cualquier instante.

Cociente de reacción, Q. Es la expresión que resulta de aplicar la Ley de acción de masas a una reacción reversible que no ha alcanzado el equilibrio.

El valor de Q comparado con el de K_c nos sirve para establecer si una mezcla determinada de reacción está o no en equilibrio y, en el caso de que no esté en equilibrio nos indicará la dirección en la que progresará la reacción para llegar a él. Luego si:

— $Q < K_c \rightarrow$ El sistema no está en equilibrio. Las concentraciones en ese momento de los productos frente a la de los reactivos, son más pequeñas de lo que se espera para el estado de equilibrio, luego para alcanzar éste, deben aumentar Q. El sistema evolucionará en la dirección de formarse más producto (hacia la derecha) hasta que se cumpla que $Q = K_c$.

— $Q > Kc \rightarrow$ El sistema no está en equilibrio. El sistema evolucionará hacia la izquierda (Q debe disminuir), por lo que disminuirá la concentración de los productos y aumentará la concentración de los reactivos hasta establecerse el equilibrio químico, donde Q = Kc.

— $Q = Kc \rightarrow$ El sistema está en equilibrio. Las concentraciones de la mezcla son concentraciones de equilibrio.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

A 200 °C la constante de equilibrio de disociación del pentacloruro de fósforo en tricloruro de fósforo y cloro molecular vale 0,007927. En un recipiente de 1 L se introducen 0,03 mol de PCl_5, 0,05 mol de PCl_3 y 0,01 mol de Cl_2. Indique si el sistema se encuentra en equilibrio, en caso negativo hacia donde evolucionará.

Solución

$$PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{0,05 \times 0,01}{0,03} = 0,0167$$

Como Q > Kc, el sistema no se encuentra en el equilibrio, evolucionará hacia la izquierda para establecer el equilibrio químico, disminuyendo la concentración de los productos y aumentando la concentración de los reactivos.

Ejercicio 2

A 45 °C la constante de equilibrio de disociación del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno vale 0,02577. En un recipiente de 1 L, se introducen

0,05 mol de N_2O_4, 0,03 mol de NO_2. Indique si el sistema se encuentra en equilibrio, en caso negativo hacia donde evolucionará.

Solución

$$N_2O_{4(g)} \leftrightarrows 2\ NO_{2(g)}$$

Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0,03^2}{0,05} = 0,018$$

Como Q < Kc, el sistema no se encuentra en el equilibrio, evolucionará hacia la derecha para establecer el equilibrio químico, aumentando la concentración de los productos y disminuyendo la concentración de los reactivos.

7. FACTORES QUE INFLUYEN EN EL EQUILIBRIO QUÍMICO

Cuando un sistema se encuentra en equilibrio químico se puede influir sobre él modificando algunos factores. El conocimiento de dichos factores es muy importante, por ejemplo, si se desea aumentar el rendimiento en la obtención de un determinado producto en una reacción reversible.

7.1. El principio de Le Châtelier

Las concentraciones de las sustancias que intervienen en una reacción química, una vez que se alcanza el equilibrio, son constantes, y no varían con el tiempo, pero sus valores dependen, para la misma reacción, de las condiciones a las que se establece el equilibrio.

Los factores principales que afectan a la composición de un sistema en equilibrio químico son: la temperatura, un cambio de las concentraciones de las sustancias reaccionantes (reactivos y productos), un cambio de volumen y un cambio de presión. Los catalizadores no modifican la composición de las concentraciones de las sustancias que intervienen en un equilibrio químico.

Para el estudio de la influencia de estos factores en el desplazamiento del equilibrio químico, es muy útil el **principio de Le Châtelier**, establecido en 1888, y que puede enunciarse de modo general de la siguiente forma: *cuando en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que determinan dicho estado, el equilibrio se desplaza en el sentido de contrarrestar dicha modificación.*

A continuación, se verá que ocurre al variar cada uno de los factores citados aplicando el principio de Le Châtelier.

7.2. Influencia de la temperatura

La variación de la temperatura afecta profundamente a los sistemas en equilibrio, debido a que la constante de equilibrio es función de la temperatura, disminuyendo

al aumentar la temperatura en las reacciones exotérmicas, y aumentando con la temperatura en las reacciones endotérmicas. Viceversa si disminuimos la temperatura.

Si se considera una reacción importante en la industria química como es la síntesis del amoníaco, a partir del nitrógeno y del hidrógeno, que tiene lugar según la ecuación:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)} \qquad \Delta H^{o} < 0$$

Se puede alterar el equilibrio establecido a una temperatura T, sin más que aumentar o disminuir dicha temperatura. El principio de Le Châtelier predice que, ante un cambio de temperatura el sistema evoluciona de forma que se opone a esta variación, por lo que al disminuir la temperatura, lo que es equivalente a extraer calor del sistema, éste procederá en la dirección en que minimice esta alteración. La reacción se desplazará de izquierda a derecha, ya que en este sentido se desprende calor que tiende a contrarrestar la disminución de la temperatura. Al aumentar la temperatura, lo que equivale a aportar calor al sistema, la reacción se desplaza en sentido contrario. Es decir, que para obtener una mayor rendimiento en amoníaco deberíamos realizar su síntesis a bajas temperaturas. Esto, tiene, sin embargo, un inconveniente, y es que, al disminuir la temperatura, disminuye también la velocidad de la reacción, por lo que desde la óptica del rendimiento industrial, no es aconsejable, debiéndose llegar a una situación de compromiso.

Al aumentar la temperatura en una reacción química endotérmica, el rendimiento aumenta al incrementarse la constante de equilibrio; mientras que en una reacción exotérmica el rendimiento disminuye porque decrece la constante de equilibrio. Viceversa si disminuye la temperatura.

7.3. Efecto de un cambio de las concentraciones de las sustancias reaccionantes

Para analizar el comportamiento de un sistema ante una variación de las concentraciones de las sustancias presentes, se puede aplicar el principio de Le Châtelier o el análisis del cociente de reacción.

Si tenemos, por ejemplo, el sistema en equilibrio siguiente:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

Si eliminamos del medio de reacción amoniaco, el cociente de reacción, Q, será menor que la constante de equilibrio, K_c, por lo que el sistema, para restablecer el equilibrio, evolucionará hacia la derecha aumentando el rendimiento de obtención del amoníaco, hasta que $Q = K_c$.

Si aumentamos la concentración de hidrógeno o de nitrógeno, el cociente de reacción, Q, es menor que la constante de equilibrio, K_c, por lo que el sistema, para restablecer el equilibrio, evolucionará también, incrementando el rendimiento de la reacción, hasta que $Q = K_c$.

En general, podemos decir que: si aumenta la concentración de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume dicha sustancia y, por el contrario, si disminuye la concentración de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se produce dicha sustancia.

Al aumentar la concentración de los reactivos el sistema se desplaza hacia la formación de los productos, aumentando el rendimiento, para restablecer el equilibrio químico. Viceversa si disminuye la concentración de los reactivos.

Al disminuir la concentración de los productos el sistema se desplaza hacia la formación de los mismos, aumentando el rendimiento, para restablecer el equilibrio químico. Viceversa si aumenta la concentración de los productos.

7.4. Efecto de la variación del volumen

A diferencia de los sólidos y los líquidos, que son prácticamente incompresibles, los gases experimentan una gran variación de su volumen. Cuando disminuye el volumen de una reacción en equilibrio en la que intervienen gases, a temperatura constante, la reacción evolucionará en la dirección en la que disminuye el número de mol de sustancias gaseosas. Si el volumen de la reacción aumenta, la reacción tenderá a producirse en el sentido en el que aumente el número de mol en estado gaseoso.

Al igual que en el efecto anterior la variación del volumen en el que se lleva a cabo la reacción, no modifica la constante de equilibrio, K_c, pero sí cambia, en general, las concentraciones de las sustancias en el equilibrio.

En el ejemplo de síntesis del amoníaco, una disminución del volumen desplaza el equilibrio hacia donde ocupa un menor volumen, para contrarrestar el efecto externo, es decir, hacia donde hay un menor número de mol de especies químicas gaseosas. En este caso como hay dos a la derecha y cuatro a la izquierda, aumentará el rendimiento de amoníaco.

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

En las reacciones químicas donde los coeficientes estequiométricos de los reactivos y de los productos en estado gaseoso coinciden, el equilibrio químico no se ve afectado por la variación del volumen.

Al disminuir el volumen de reacción, el sistema se desplaza hacia el sentido donde ocupa un menor volumen, es decir, hacia donde hay un menor número de moles de especies químicas gaseosas. Viceversa al aumentar el volumen.

7.5. Efecto de la variación de la presión

La presión total de una reacción química en equilibrio puede modificarse porque se modifique el volumen del recipiente que lo contiene, porque varíe la presión de alguna de las sustancias químicas gaseosas, o también introduciendo un gas inerte (gas noble) en el medio de la reacción.

Los dos primeros casos ya han sido comentados en otras secciones de manera indirecta, ya que la modificación del volumen, a temperatura constante, produce una

variación de la presión según la Ley de Boyle. Así mismo modificar la presión de algunos de los reactivos o productos es análogo a modificar su concentración.

La introducción de un gas inerte, no afecta al equilibrio químico, al no intervenir en la reacción química.

Al disminuir la presión total, el sistema se desplaza hacia el sentido donde ocupa un mayor volumen, es decir, hacia donde hay un mayor número de mol de especies químicas gaseosas. Viceversa al aumentar la presión.

7.6. Efecto de los catalizadores

Los catalizadores no modifican el valor de la constante de equilibrio, ni de las concentraciones en el equilibrio de las sustancias que intervienen en la reacción. La misión de los catalizadores es estabilizar el complejo activado, acelerando la reacción, pero sin modificar el equilibrio químico.

En la síntesis del amoníaco se utiliza catalizadores para acelerar la reacción química, dado que se trabaja mediante temperaturas intermedias al ser una reacción exotérmica.

Un catalizador acelera la reacción química al disminuir la energía de activación de la reacción directa e inversa, pero no modifica la entalpía de la reacción, ni la constante de equilibrio, por lo que éste no se ve afectado por su presencia.

Tabla 1. Resumen de los factores que afectan al Equilibrio Químico

Factor modificante	Desplazamiento Equilibrio Químico
Aumento de la concentración de un reactivo.	Aumento de la concentración de productos.
Disminución de la concentración de un producto.	Disminución de la concentración de reactivos.
Disminución de la presión con aumento de volumen.	Hacia el miembro de la ecuación química que contenga mayor número de mol en estado gaseoso.
Variación de la presión, sin modificación de volumen, por introducción de sustancias inertes.	No se desplaza el equilibrio.
Aumento de la temperatura.	Favorece a la reacción endotérmica.
Disminución de la temperatura.	Favorece a la reacción exotérmica.
Empleo de catalizadores.	No se afecta el equilibrio. Se acorta el tiempo en alcanzar dicho equilibrio.

8. TÉCNICAS DE RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO

Es importante adquirir las destrezas adecuadas para la resolución de ejercicios numéricos de equilibrio químico.

Los dos tipos de problemas más habituales son:

— Cálculo de la constante de equilibrio a partir de las concentraciones en el equilibrio.

— Cálculo de las concentraciones finales o iniciales a partir del valor de la constante de equilibrio.

La resolución de ejercicios se puede estructurar en los siguientes puntos:

— Se escribe la reacción química igualada.

— Se escribe la expresión de la constante de equilibrio.

— Se identifica la incógnita.

— Se construye la siguiente tabla:

- primera línea: ecuación química igualada.
- segunda línea: moles o concentraciones iniciales de todas las sustancias.
- tercera línea: moles o concentraciones en el equilibrio.

— Se sustituye los valores de la tercera línea en la expresión de la constante de equilibrio.

— Se obtiene el resultado de la incógnita.

— Se responde a la pregunta planteada en el problema.

En el cálculo de estos ejercicios se define «x» como el número de mol de reactivo que se transforma en productos. Se define grado de disociación, α, como la fracción de mol que se disocia, es decir, el tanto por uno de reactivo disociado en el equilibrio químico. El grado de disociación se suele expresar en tanto por cien, sin embargo en la expresión de la constante de equilibrio debe sustituirse en tanto por uno. La relación entre «x» y «α» viene dada por la expresión siguiente: $\alpha = x/n$, donde n es el número de mol iniciales.

En la Figura 15 se muestra el estudio del equilibrio químico de una molécula que se disocia en dos idénticas. Se plantea el equilibrio químico con el parámetro «x» que en este caso representa los mol de A que se disocian, y 2x los mol de B formados, dada la relación uno es a dos que hay entre ambos. En segundo lugar se plantea el equilibrio químico con el grado de disociación, α, que representa los mol de A que se disocian por mol, y 2α los mol de B que se forman; Debemos multiplicar los mol en el equilibrio por la concentración inicial de A, c, para generalizar la expresión obtenida. A continuación se sustituyen los datos del enunciado y se obtiene la incógnita.

En la Figura 16 se muestra el estudio del equilibrio químico de una molécula que se disocia en dos moléculas distintas, B y C. Se plantea el equilibrio químico con el parámetro «x» que en este caso representa los mol de A que se disocian, y «x» los mol de B y de C formados, dado que la relación molar entre los reactivos y productos es uno es a uno. En segundo lugar se plantea el equilibrio químico con el

grado de disociación, α, que representa los mol de A que se disocian por mol, y α los mol de B y de C que se forman; Debemos multiplicar los mol en el equilibrio por la concentración inicial de A, c, para generalizar la expresión obtenida. A continuación, se sustituyen los datos del enunciado y se obtiene la incógnita.

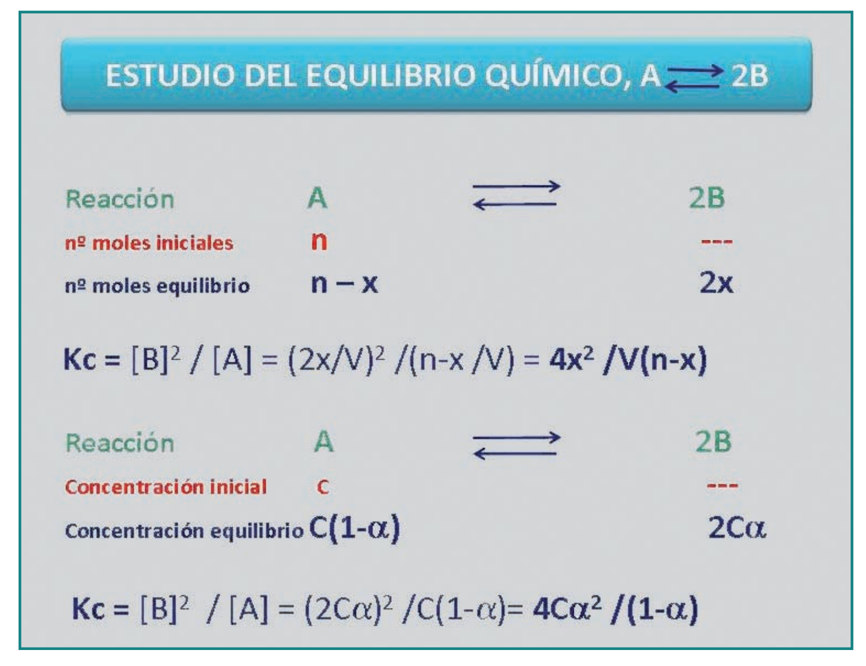


Figura 15. Estudio del equilibrio químico de la reacción reversible A ⇆ 2B.

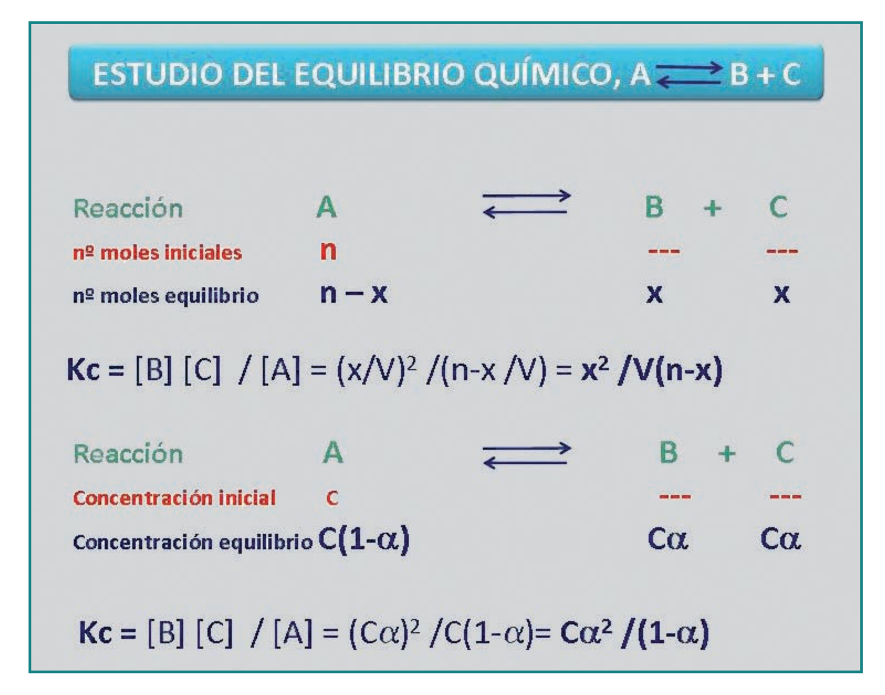


Figura 16. Estudio del equilibrio químico de la reacción reversible A ⇆ B + C.

En la Figura 17 se muestra el estudio del equilibrio químico de dos moléculas idénticas que se disocia en dos moléculas distintas, B y C. Se plantea el equilibrio químico con el parámetro «x» que en este caso representa los mol de A que se disocian, y «x/2» los mol de B y de C formados, dado que la relación molar entre los reactivos y productos es dos es a uno. En segundo lugar se plantea el equilibrio

químico con el grado de disociación, α, que representa los mol de A que se disocian por mol, y $\alpha/2$ los mol de B y de C que se forman; Debemos multiplicar los mol en el equilibrio por la concentración inicial de A, c, para generalizar la expresión obtenida. A continuación se sustituyen los datos del enunciado y se obtiene la incógnita.

La expresión de la constante de equilibrio obtenida es, en este caso, independiente del volumen del recipiente.

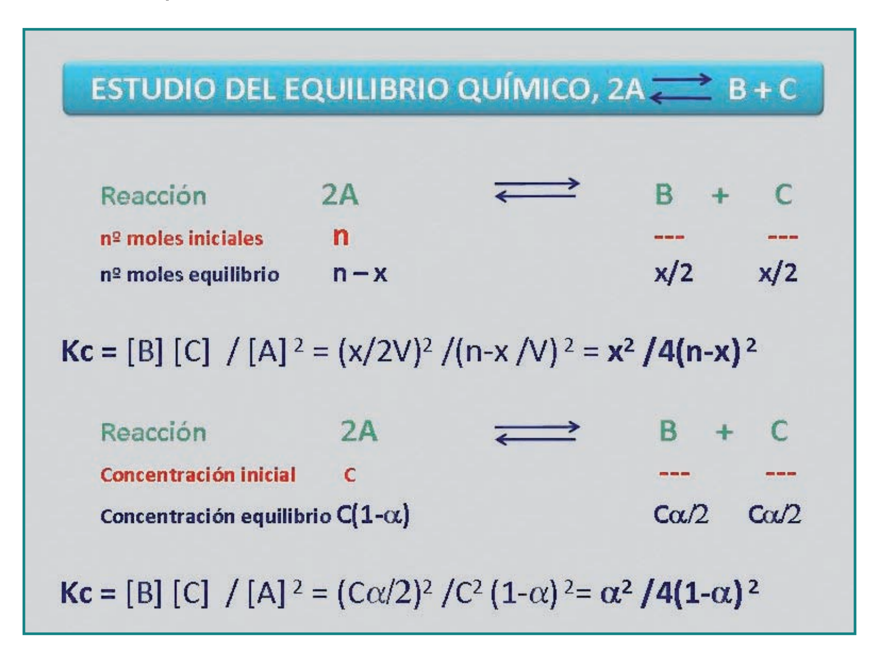


Figura 17. Estudio del equilibrio químico de la reacción reversible 2A ⇆ B + C.

En la Figura 18 se muestra el estudio del equilibrio químico de dos moléculas A y B que se transforman en dos moléculas distintas, C y D. Se considera que se parte del mismo número de mol de A y de B. Se plantea el equilibrio químico con el parámetro «x» que en este caso representa los mol de A y de B que reaccionan, y «x» los mol de C y de D formados, dado que la relación molar entre los reactivos y productos es uno es a uno.

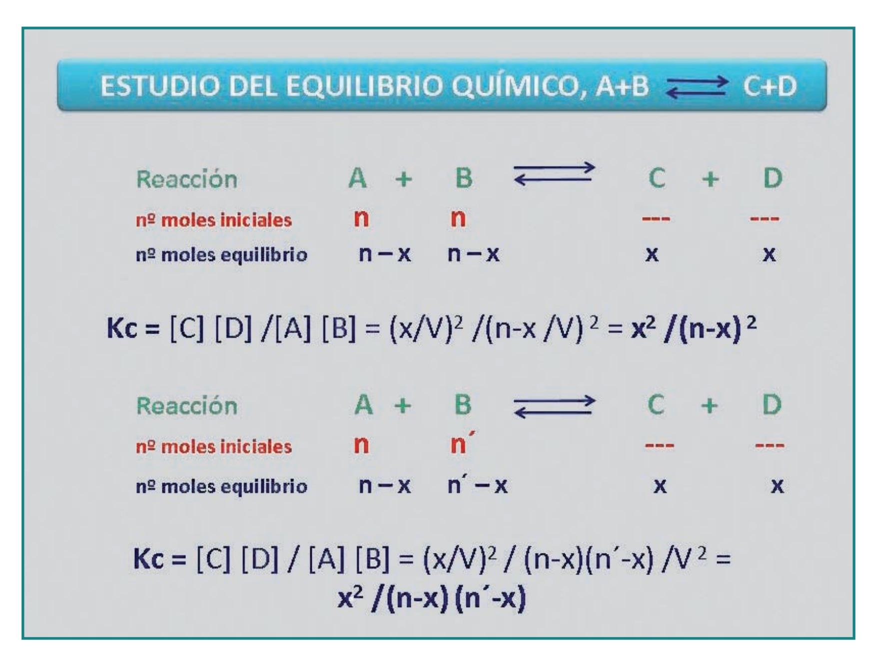


Figura 18. Estudio del equilibrio químico de la reacción reversible A + B ⇆ C + D.

En el segundo equilibrio se parte de mol de A y de B distintos, el desarrollo es análogo.

La constante de equilibrio en ambos desarrollos es independiente del volumen del recipiente porque se simplifica.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

A una temperatura dada, en un recipiente de 1 L, se introducen 0,1 mol de N_2O_4, en el equilibrio quedan sin reaccionar 0,06 mol, determina la constante de equilibrio y el grado de disociación.

Solución

	$N_2O_{4(g)}$ $\leftrightarrows$	$2\ NO_{2(g)}$
[inicial]	0,1	0
[equilibrio]	(0,1-x)	2 x
	0,06	$2 \times 0,1$

En este ejercicio 0,1 – x = 0,06; x = 0,04; el grado de disociación, α = x/n = 0,4.

α = 40%

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2x)^2}{(0,1 - x)} = \frac{(2 \times 0,04)^2}{0,06} = 0,1066\ M$$

Ejercicio 2

A una temperatura dada, en un recipiente de 200 cm^3, se introducen 0,4 g de N_2O_4, a baja temperatura, se calienta a 45 °C y se disocia el tetraóxido de dinitrógeno un 41,6%. Determina la constante de equilibrio de la reacción siguiente:

$$N_2O_{4(g)} \leftrightarrows 2NO_{2(g)} \qquad N = 14,\ O = 16$$

Solución

La concentración inicial de $N_2O_{4(g)}$ será:

$$C = \frac{0,4\ g}{0,2\ L} \times \frac{1\ mol}{92\ g} = 0,02174\ M$$

	$N_2O_{4(g)}$ $\leftrightarrows$	$2\ NO_{2(g)}$
[inicial]	C	0
[equilibrio]	C(1-α)	2Cα

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(2C\alpha)^2}{C\,(1 - \alpha)} = \frac{4C^2\alpha^2}{C\,(1 - \alpha)} = \frac{4C\alpha^2}{(1 - \alpha)} = 0,02577\ M$$

Ejercicio 3

En un matraz de un litro, a 200 °C, se introducen 0,0150 mol de $PCl_{5(g)}$, si la K_c de disociación del pentacloruro de fósforo a dicha tempratura vale 0,007927 M, determina el grado de disociación de la reacción siguiente:

$$PCl_{5(g))} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g}$$

Solución

	$PCl_{5(g))}$ $\leftrightarrows$	$PCl_{3(g})$ +	$Cl_{2(g)}$
[inicial]	C	0	-0
[equilibrio]	C(1 – α)	Cα	Cα

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(C\alpha)^2}{C\,(1-\alpha)} = \frac{C^2\alpha^2}{C\,(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$K_c = 0{,}007927 = \frac{0{,}0150\ \times\ \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

$$0{,}015\alpha^2 + 0{,}007927\alpha — 0{,}007927 = 0$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado, considerando que el grado de disociación debe cumplir la siguiente desigualdad, $0 < \alpha < 1$.

α = 0,509; α = 50,9%.

Ejercicio 4

A 400 °C la constante de equilibrio de disociación del yoduro de hidrógeno en yodo e hidrógeno molecular vale 0,01683, $2HI_{(g)} \leftrightarrows I_{2(g)} + H_{2(g)}$, determina el grado de disociación y las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen 0,1 mol de HI en un recipiente de 2 L y se calienta a 400 °C.

Solución

La concentración inicial de HI será:

$$C = \frac{0{,}1\text{ moles}}{2\text{ L}} = 0{,}05\text{ M}$$

	$2HI_{(g)}$ $\leftrightarrows$	$I_{2(g)}$ +	$H_{2(g)}$
[inicial]	C	0	0
[equilibrio]	C(1-α)	Cα/2	Cα/2

$$K_c = \frac{[I_2][H_2]}{[HI]^2} = \frac{(C\alpha/2)(C\alpha/2)}{C^2(1-\alpha)^2} = \frac{C^2\alpha^2/4}{C^2(1-\alpha)^2} = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}$$

Obteniendo la raíz cuadrada:

$$0{,}2595 = \frac{\alpha}{1-\alpha}$$

$$0{,}2595 - 0{,}2595\alpha = \alpha$$

$$\alpha = \frac{0{,}2595}{1{,}2595}$$

$$\alpha = 0{,}206;\ \alpha = 20{,}6\%$$

$[I_2] = [H_2]$ = 0,05 ×0,206/ 2 = **0,00515 M**

[HI] = 0,05(1 – 0,206) = **0,0397 M**

Ejercicio 5

Se calienta a 100 °C 1 mol de ácido acético y 0,5 mol de etanol, en el equilibrio quedan sin reaccionar 0,077 mol de etanol. Calcular la constante de equilibrio de la reacción reversible siguiente:

$$CH_3–COOH_{(l)} + CH_3–CH_2OH_{(l)} \leftrightarrows CH_3–COOCH_2–CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$$

Solución

$$CH_3–COOH_{(l)} + CH_3–CH_2OH_{(l)} \leftrightarrows CH_3–COOCH_2–CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$$

[inicial]	1	0,50	0	0
[equilibrio]	(1-x)	(0,5-x)	x	x

$$K_c = \frac{[\text{éster}][\text{agua}]}{[\text{ácido}][\text{alcohol}]} = \frac{x \cdot x}{(1 - x)\,(0{,}5 - x)}$$

En el equilibrio quedan sin reaccionar 0,077 mol de etanol, luego:

$$(0{,}5 - x) = 0{,}077 \text{ mol}; \qquad x = 0{,}423 \text{ mol}$$

Como el enunciado no especifica volumen del recipiente, se supone que la reacción trascurre en idéntico volumen, por lo que no se tiene que tener en cuenta en la ecuación de la constante, luego:

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(1 - x)\,(0{,}5 - x)} = \frac{0{,}423^2}{0{,}577 \times 0{,}077} = 4{,}03$$

Kc = 4,03

Ejercicio 6

En un recipiente de 2 L se calienta a 100 °C 1 mol de ácido acético y 1 mol de etanol para obtener acetato de etilo y agua. La constante de equilibrio de la reacción reversible vale 4. Determinar la concentración de todas las especies químicas en el equilibrio.

$$CH_3–COOH_{(l)} + CH_3–CH_2OH_{(l)} \leftrightarrows CH_3–COOCH_2–CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$$

Solución

$$CH_3\text{–}COOH_{(l)} + CH_3\text{–}CH_2OH_{(l)} \leftrightarrows CH_3\text{–}COOCH_2\text{–}CH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$$

[inicial]	1	1	0	0
[equilibrio]	(1-x)	(1-x)	x	x

Como el enunciado no especifica volumen del recipiente, se supone que la reacción trascurre en idéntico volumen, por lo que no se tiene que tener en cuenta en la ecuación de la constante. Luego:

$$K_c = \frac{[\text{éster}][\text{agua}]}{[\text{ácido}][\text{alcohol}]} = \frac{x \cdot x}{(1-x)\,(1-x)} = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

$$K_c = 4 = \frac{x^2}{(1-x)^2}$$

Obteniendo la raíz cuadrada

$$2 = \frac{x}{(1-x)}$$

$$2 - 2x = x; \quad x = 2/3$$

[éster] = [agua] = 1/3 M

[ácido] = [alcohol] = 1/6 M

En este tema tienes que recordar

- **Calor normal de reacción, $\Delta H°$.** También denominado **entalpía normal de reacción**, es la variación de entalpía que acompaña en una reacción dada en la formación de unos productos, en su estado normal o estándar, a partir de los correspondientes reactivos, también en sus estados normales o estándar (forma física más estable, 298 K y 1atm de presión).
- **Catálisis.** Es el proceso mediante el cual un catalizador acelera una reacción química, pudiendo ser recobrado cuando la reacción ha finalizado.
- **Catalizador.** Es una sustancia que modifica la velocidad de la reacción química, recuperándose al final de la misma en su forma original.
- **Cinética química.** Es la parte de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas (leyes, factores).
- **Cociente de reacción.** Tiene la misma expresión que la constante de equilibrio, se designa por el símbolo Q, y representa la relación inicial de concentraciones de reactivos y productos. Su comparación con la constante de equilibrio nos permite determinar el sentido en que evolucionará la reacción química.
- **Complejo activado o complejo de transición.** Cuando dos moléculas chocan con la suficiente energía de activación, y con una orientación adecuada, forman un compuesto, poco estable, donde algunos de los enlaces de los reactivos se van rompiendo y, a su vez, algunos de los enlaces de los productos se van formando.
- **Concentraciones en el equilibrio**. En una reacción química son las concentraciones de los reactivos y de los productos, una vez alcanzado el equilibrio químico.
- **Constante de equilibrio.** Es la relación entre el producto de las concentraciones de las sustancias que se encuentran a la derecha de la reacción química, y las sustancias que se encuentran a la izquierda de la reacción química, todas ellas elevadas a los coeficientes estequiométricos de la reacción química igualada.
- **Constante de velocidad.** Representa la velocidad de la reacción química cuando la concentración de las sustancias reaccionantes es 1M. Sus unidades dependen de la ecuación de velocidad, su valor es específico de cada reacción química y depende de la temperatura.
- **Coordenada de reacción.** Es el proceso o camino de reacción mediante el cual los reactivos se transforman en productos
- **Energía de activación, E_a.** Es la energía mínima que deben poseer las moléculas reaccionantes para transformase en los correspondientes productos.
- **Energía libre normal de reacción, $\Delta G°$.** Es la variación de energía libre que acompaña en una reacción química dada, donde los reactivos y productos se encuentran en sus estados estándar o normal.
- **Entropía.** Es una magnitud termodinámica, función de estado, que nos mide el grado de desorden del sistema.
- **Entropía normal de reacción, $\Delta S°$.** Es la variación de entropía que acompaña en una reacción química dada, donde los reactivos y productos se encuentran en sus estados estándar o normal.

- **Equilibrio heterogéneo.** Aquel equilibrio químico donde existe más de una fase, como por ejemplo, gas y sólido, líquido y sólido, o gas y líquido.
- **Equilibrio homogéneo.** Aquel equilibrio químico que consta de una sola fase (mezcla de líquidos, mezcla de gases).
- **Estado de equilibrio dinámico.** Cuando se alcanza el equilibrio químico la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. Las moléculas de reactivos y productos siguen reaccionando con velocidad finita.
- **Grado de disociación, α.** Como la fracción de mol que se disocia, es decir, el tanto por uno de reactivo disociado en el equilibrio químico. El grado de disociación se suele expresar en tanto por cien, sin embargo en la expresión de la constante de equilibrio debe sustituirse en tanto por uno.
- **Ley de acción de masas.** Establece que para una reacción reversible en equilibrio a una temperatura constante la relación de concentraciones entre reactivos y productos, elevados a los coeficientes estequiométricos respectivos, tiene un valor constante, Kc.
- **Molecularidad.** El número de moléculas que interviene en un proceso o reacción elemental. Cuando interviene una sola molécula, la reacción se llama monomolecular; si intervienen dos moléculas se llama bimolecular, y así sucesivamente.
- **Orden de reacción parcial.** En la ecuación de velocidad, $v = k[A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$, los valores de α y β son generalmente números enteros, positivos o cero, aunque a veces pueden ser fraccionarios y/o negativos. A los valores de α e β se les llama **orden de reacción** con respecto de A y B.
- **Orden de reacción total.** En la ecuación de velocidad, $v = k[A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$, la suma de todos los exponentes $\alpha+\beta$ se llama **orden total de la reacción**; si la suma es igual a 1 la reacción es de primer orden, si es igual a 2, de segundo orden y así, sucesivamente.
- **Principio de Le Châtelier.** Cuando en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que determinan dicho estado, el equilibrio se desplaza en el sentido de contrarrestar dicha modificación.
- **Proceso o reacción elemental.** Es aquella reacción química que tiene lugar en una única etapa.
- **Proceso o reacción espontánea.** Es aquella que transcurre en una determinada dirección por sí misma.
- **Proceso o reacción reversible.** Un proceso o reacción es termodinámicamente reversible cuando se puede invertir su sentido, en cualquier momento de su evolución, con sólo modificar infinitesimalmente las condiciones externas.
- **Proceso o reacción irreversible.** Un proceso o reacción es termodinámicamente irreversible cuando únicamente puede tener lugar en un único sentido.
- **Propiedades macroscópicas.** Son aquellas que pueden determinarse con aparatos de medida (volumen, presión, temperatura,…)
- **Reacción de orden cero.** Es aquella donde la velocidad de la reacción no depende de la concentración del reactivo
- **Reacción de orden uno.** Es aquella donde la velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración del reactivo.

- **Reacción de orden dos.** Es aquella donde la velocidad de la reacción es directamente proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo, o bien es directamente proporcional a la concentración de dos reactivos.
- **Velocidad de reacción directa.** Es la velocidad con que los reactivos reaccionan para formar los productos de la reacción química. A medida que transcurre la reacción la velocidad de reacción directa disminuye porque decrece la concentración de los reactivos.
- **Velocidad de reacción inversa.** Es la velocidad con que los productos reaccionan para formar los reactivos de la reacción química. A medida que transcurre la reacción la velocidad de reacción inversa aumenta porque crece la concentración de los productos.

Desarrollo de competencias

1 La energía de activación de la reacción directa e inversa, A $\leftrightarrows$ B, vale respectivamente 65 y 35 kJ/mol. En presencia de un catalizador la energía de activación de la reacción directa se reduce a 45 kJ/mol. Determinar la entalpía de la reacción y la energía de activación de la reacción inversa en presencia de catalizador.

Solución

$$\Delta H^o = E_{Ad} - E_{Ai} = 65 - 35 = 30 \text{ kJ/mol (endotérmica)}$$

$$\mathbf{\Delta H^o = 30 \text{ kJ/mol}} \text{ (endotérmica)}$$

En presencia de catalizador la entalpía de la reacción permanece invariable.

$$\Delta H^o = E_{Ad} - E_{Ai} = 45 - E_{Ai} = 30 \text{ kJ/mol}$$

$$\mathbf{E_{Ai} = 15 \text{ kJ/mol}}$$

2 La siguiente reacción es de primer orden respecto de A y de primer orden respecto de B, A + B $\rightarrow$ productos. Cuando [A] = 0,2 M y [B] = 0,4 M, la velocidad inicial de la reacción es de 0,01 $M.s^{-1}$. Determinar la constante de velocidad y la velocidad para una concentración de A de 0,1 M y de B de 0,8 M.

Solución

La ecuación de velocidad viene dada por:

$$v = k[A]\,[B];$$

$$0{,}01 = k\ 0{,}2 \cdot 0{,}4; \qquad k = 0{,}125\ M^{-1}\ S^{-1}$$

$$v = k[A]\,[B] = 0{,}125 \times 0{,}1 \times 0{,}8 = 0{,}01\ M.s^{-1}$$

$$\mathbf{v = 0{,}01\ M.s^{-1}}$$

3 En una reacción del tipo, A + B $\rightarrow$ productos. Se estudió la velocidad inicial en función de la concentración de los reactivos, con los siguientes resultados:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidad inicial Ms^{-1}
1	0,02	0,01	0,08
2	0,04	0,01	0,08
3	0,04	0,04	0,32

Determinar el orden de la reacción respecto de A y B, así como el orden total. ¿Qué vale la constante de velocidad?

Solución

Manteniendo constante la concentración de B y variando la de A, vemos que la velocidad es invariable, por ello la reacción es de orden 0 respecto de A.

La ecuación de velocidad viene dada por:

$$v = k[B]^{\alpha};$$

$$0{,}08 = k.\ 0{,}01^{\alpha}$$

$$0{,}32 = k.\ 0{,}04^{\alpha}$$

Dividiendo ambas ecuaciones, $1/4 = (1/4)^{\alpha}$, por tanto $\alpha = 1$. La reacción es de primer orden respecto de B.

La constante de velocidad:

$$k = \frac{v}{[B]} = \frac{0{,}32}{0{,}04} = 8\ s^{-1}$$

$$\mathbf{k = 8\ s^{-1}}$$

4 La energía de activación de la reacción directa e inversa, AB, vale respectivamente 105 y 145 kJ/mol. Determinar la entalpía de la reacción. La reacción es exotérmica o endotérmica. En presencia de un catalizador la energía de activación de la reacción directa se reduce a la mitad. Determinar la energía de activación de la reacción inversa.

Solución

$$\Delta H° = E_{Ad} - E_{Ai} = 105 - 145 = -40\ \text{kJ/mol (exotérmica)}$$

$$\mathbf{\Delta H° = -40\ kJ/mol\ (exotérmica)}$$

En presencia de catalizador la entalpía de la reacción permanece invariable.

$$\Delta H° = E_{Ad} - E_{Ai} = 52{,}5 - E_{Ai} = -40\ \text{kJ/mol}$$

$$\mathbf{E_{Ai} = 92{,}5\ kJ/mol}$$

5 Una reacción química tiene una energía de activación de 100 kJ/mol. ¿Cómo varia la constante de velocidad cuando la temperatura aumenta de 0 a 127°C.

Solución

La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad en función de la temperatura.

$$k = Ae^{-Ea/RT}$$

Dividiendo esta ecuación para dos temperaturas dadas

$$k_1 / k_2 = e^{-Ea/R\ (1/T1\ -1/T2)}$$

Tomando logaritmo neperiano a ambos miembros:

$$L\frac{k_1}{k_2} = \frac{-E_a}{R(1/T_1 - 1/T_2)}$$

$$L\frac{k_1}{k_2} = \frac{-10^5}{8{,}314(1/273 - 1/400)} = -13{,}98$$

$$\mathbf{k_1 / k_2 = e^{-13{,}98}}$$

$$\mathbf{k_2 / k_1 = e^{13{,}98}}$$

6 En una reacción del tipo, A + B → productos. Se estudió la velocidad inicial en función de la concentración inicial de los reactivos, con los siguientes resultados:

Solución

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidad inicial Ms^{-1}
1	0,1	0,1	0,1
2	0,2	0,1	0,2
3	0,1	0,2	0,4

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas

a) La reacción es de orden uno con respecto de A.

b) La reacción es de orden uno respecto de B.

c) La reacción es de orden total dos.

d) la constante de velocidad tiene de unidades $M^{-1}s^{-1}$.

Solución

a) **Verdadero** porque al duplicar la concentración de A, manteniendo constante la de B, se duplica la velocidad.

b) **Falso** porque al duplicar la concentración de B, manteniendo constante la de A, se cuadruplica la velocidad. La reacción es de orden dos respecto de B.

c) **Falso** porque la reacción total es de orden tres.

d) **Falso** porque la constante de velocidad corresponde a una reacción de orden tres. Las unidades de la constante de velocidad son $M^{-2}\ s^{-1}$.

7 En un recipiente de 2 L tenemos en el equilibrio de 2 mol de A y 2 mol de B. Determinar la constante de equilibrio de la reacción:

$$A(g) \leftrightarrows 2B(g)$$

Solución

$$[A] = \frac{2}{2} = 1\ M$$

$$[B] = \frac{2}{2} = 1\ M$$

$$K_c = \frac{[B]^2}{[A]} = 1\ M$$

Las unidades de la constante de equilibrio de esta reacción es mol/L (M).

8 La Kc de la siguiente reacción es de 4,2 a 1650 °C.

$$H_{2(g)} + CO_{2(g)} \leftrightarrows H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$$

Si en el equilibrio las concentraciones de H_2, CO_2 y H_2O, valen, respectivamente, 0,2 M, 0,4 M y 0,3 M. Determinar la concentración en el equilibrio de monóxido de carbono.

Solución

$$K_c = \frac{[H_2O][CO]}{[H_2][CO_2]}$$

$$4{,}2 = \frac{0{,}3 \times [CO]}{0{,}2 \times 0{,}4}$$

[CO] = 1,12 M

9 La constante de equilibrio de la reacción:

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \leftrightarrows 2HBr_{(g)}$$

vale 8 a una temperatura dada.

En un recipiente de 0,5 L hay en el equilibrio 2 mol de de hidrógeno y dos mol de bromo, ¿cuál es la concentración en el equilibrio de bromuro de hidrógeno?

Solución

$$K_c = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$$

$$[H_2] = [Br_2] = \frac{2}{0{,}5} = 4M$$

$$8 = \frac{[HBr]^2}{16}$$

$[HBr]^2 = 128$

[HBr] = 11,3 M

10 A 448 °C la constante de equilibrio de la siguiente reacción vale 50, $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}$.

En el equilibrio hay 0,2 mol de H_2 y 0,1 mol de HI. Determinar los moles en el equilibrio de I_2.

Solución

$$[H_2] = \frac{0{,}2}{V}; \quad [HI] = \frac{0{,}1}{V}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$50 = \frac{\left[\frac{0{,}1}{V}\right]^2}{\left[\frac{0{,}2}{V}\right]\left[\frac{n}{V}\right]}$$

donde «V» es el volumen del recipiente que se simplifica; «n» es el número de mol en el equilibrio de yodo.

n = **0,001 mol de I_2**

11 Explicar el significado de: *a)* un valor muy grande de Kc; *b)* un valor muy pequeño de K_c; *c)* un valor de Kc = 1, en la reacción.

$$A + B \leftrightarrows C + D$$

Solución

a) Un valor muy grande de K_c significa que el equilibrio está desplazado hacia la formación de los productos C y D.

b) Un valor muy pequeño de K_c significa que el equilibrio está desplazado hacia la formación de los reactivos A y B.

c) Que la relación de concentraciones de reactivos y de productos coincide.

12 Sabiendo que: HCHO $\leftrightarrows$ H_2 + CO, Kc = 0,5.

En un matraz hay una mezcla de formaldehido, HCHO, hidrógeno, H_2, y monóxido de carbono, CO, con las siguientes concentraciones: [HCHO] = 0,5 M, [H_2] = 1,5 M y [CO] = 0,25 M. Determine si el sistema está en equilibrio.

Solución

$$K_c = \frac{[H_2][CO]}{[HCHO]}$$

La relación de concentraciones inicial, Q,

$$Q = \frac{[H_2][CO]}{[HCHO]} = \frac{1,5 \times 0,25}{0,5} = 0,75$$

Como Q > K_c, el sistema no está en equilibrio y se desplazará hacia la formación de los reactivos de la reacción, formaldehido.

13 Dada la siguiente reacción reversible

$$Cl_{2(g)} + Br_{2(g)} \leftrightarrows 2BrCl_{(g)},\ Kc = 4,7 \times 10^{-2}$$

Determinar los mol y la concentración en el equilibrio de BrCl, si en el equilibrio hay 2 mol de cloro y 2 mol de bromo. Volumen del recipiente 2 L.

Solución

[Cl_2] = [Br_2] = 2/2 = 1 M

$$K_c = \frac{[BrCl]^2}{[Cl_2][Br_2]}$$

$$4,7 \times 10^{-2} = \frac{[BrCl]^2}{1 \times 1}$$

[BrCl] = 0,217 M

N.º de mol de BrCl = 0,434

14 Considere la siguiente reacción reversible:

$$PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

En un recipiente de 1 L se introducen 2 mol de PCl_5, cuando se alcanza el equilibrio quedan 0,6 mol de PCl_5 sin reaccionar. Determinar la constante de equilibrio

Solución

	$PCl_{5(g)}$	$\leftrightarrows$	$PCl_{3(g)}$	+ $Cl_{2(g)}$
[inicial]	2		0	0
[equilibrio]	(2 – x)		x	x

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{x \cdot x}{(2 - x)}$$

En el equilibrio quedan sin reaccionar 0,6 mol de PCl_5, luego

$$(2 - x) = 0{,}6 \text{ mol}; \qquad x = 1{,}4 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{\frac{1{,}4}{1} \times \frac{1{,}4}{1}}{\frac{0{,}6}{1}} = 3{,}27$$

Las unidades de la constante de equilíbrio mol/L (M)

15 Para la reacción:

$$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$$

el valor de Kc es 1,84 a una determinada temperatura. A esa misma temperatura se colocan 0,5 mol de CO y 0,5 mol de agua en un recipiente de 1 litro, y se permite que se alcance el equilibrio. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias presentes?

Solución

	$CO_{(g)}$	+ $H_2O_{(g)}$	$\leftrightarrows$	$CO_{2(g)}$	+ $H_{2(g)}$	$K_c = 1{,}84$
[inicial]	0,5	0,5		0	0	
[equilibrio]	(0,5-x)	(0,5-x)		x	x	

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{x \cdot x}{(0{,}5 - x)(0{,}5\text{-}x)}$$

$$1{,}84 = \frac{x^2}{(0{,}5 - x)^2}$$

Obteniendo la raíz cuadrada,

$$1{,}356 = \frac{x}{(0{,}5 - x)}$$

$$1{,}356\ (0{,}5 - x) = x$$

$$x = \frac{0,678}{2,356}$$

$$x = 0,287 \text{ mol}$$

Concentraciones en equilibrio, V = 1 L

$[CO] = [H_2O]$ = 0,5 – 0,287 = **0,213 M**

$[CO_2] = [H_2]$ = 0,287 M

16 Para la reacción: $CO_{(g)} + H_2O_{(g))} \leftrightarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

A una determinada temperatura se colocan 0,5 mol de CO y 0,5 mol de agua en un recipiente de 1 litro, y se permite que se alcance el equilibrio, obteniéndose 0,3 mol de CO_2. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias presentes?, ¿Qué vale la constante de equilibrio?

Solución

	$CO_{(g)}$	+ $H_2O_{(g)}$	$\leftrightarrows$	$CO_{2(g)}$	+ $H_{2(g)}$
[inicial]	0,5	0,5		0	0
[equilibrio]	(0,5-x)	(0,5-x)		x	x

Donde x = 0,3

Concentraciones en equilibrio, V = 1 L

$[CO] = [H_2O]$ = 0,5 – 0,3 = 0,2 M

$[CO_2] = [H_2]$ = 0,3 M

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} = \frac{0,3 \times 0,3}{0,2 \times 0,2} = \frac{9}{4} = 2,25$$

La constante de equilibrio es adimensional en este ejercicio

17 A cierta temperatura, en un recipiente de 0,5 L se introducen 3 mol de H_2 y 1 mol de N_2, obteniéndose 0,6 mol de NH_3.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

Determinar las concentraciones en el equilibrio y el valor de K.

Solución

	$N_{2(g)}$	+ $3H_{2(g)}$	$\leftrightarrows$	$2NH_{3(g)}$
[inicial]	1	3		0
[equilibrio]	1 – x	3 – 3x		2x

Donde 2x = 0,6 mol; x = 0,3 mol

$[N_2]$ = (1 – 0,3)/0,5 = 1,4 M

$[H_2]$ = (3 – 0,9)/0,5 = 4,2 M

$[NH_3]$ = 0,6/0,5 = 1,2 M

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{1{,}2^2}{1{,}4 \times 4{,}2^3} = 0{,}01388\ M^{-2}$$

$$Kc = 0{,}01388\ M^{-2}$$

18 A cierta temperatura se introducen en un recipiente 0,2 mol de hidrógeno gaseoso y 0,2 mol yodo sublimado, si la constante de equilibrio de la reacción a esa temperatura, vale 4.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}$$

Determinar los mol en el equilibrio de cada especie química.

Solución

	$H_{2(g)}$	+ $I_{2(g)}$	$\leftrightarrows$ $2HI_{(g)}$
[inicial]	0,2	0,2	0
[equilibrio]	(0,2 – x)	(0,2 – x)	2x

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K_c = 4 = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{0{,}2-x}{V}\right)\left(\frac{0{,}2-x}{V}\right)}$$

Los volúmenes se simplifican y obteniendo la raíz cuadrada a cada miembro

$$2 = \frac{2x}{0{,}2-x}$$

$$0{,}4 - 2x = 2x$$

$$x = \frac{0{,}4}{4} = 0{,}1\ mol$$

n.º mol de I_2 = n.º mol de H_2 = 0,2 – 0,1 = 0,1.

n.º mol de HI = 0,2.

19 La síntesis del amoníaco es un proceso exotérmico, indica si las siguientes actuaciones incrementan el rendimiento de la reacción:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}\ \Delta H^o < 0$$

a) Aumento de la temperatura.

b) Aumento de la concentración de nitrógeno gaseoso.

c) Al adicionar un catalizador.

d) Al disminuir la concentración de hidrógeno gaseoso.

Solución

Por aplicación del Principio de Le Chatelier:

a) **Falso.** En una reacción exotérmica al aumentar la temperatura disminuye la constante de equilibrio, por lo que éste se desplazará hacia la izquierda disminuyendo el rendimiento de la reacción.

b) **Verdadero,** Si se aumenta la concentración de los reactivos el equilibrio se desplaza hacia la formación de los productos, manteniéndose invariable la constante de equilibrio.

c) **Falso.** Un catalizador modifica la velocidad de la reacción química, de manera que se alcanza antes el equilibrio, pero no modifica las concentraciones del equilibrio químico.

d) **Falso.** Si se disminuye la concentración de los reactivos el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos, manteniéndose invariable la constante de equilibrio.

20 Para la reacción $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

Indica si las siguientes afirmaciones son correctas:

a) Al aumentar la presión a temperatura constante aumenta el rendimiento de la reacción.

b) Al aumentar la temperatura aumenta el rendimiento de la reacción.

c) Si se elimina dióxido de carbono del medio de reacción aumenta el rendimiento de la reacción.

d) Al aumentar el volumen a temperatura constante aumenta el rendimiento de la reacción.

Solución

Por aplicación del Principio de Le Chatelier:

a) **Falso.** El equilibrio no se ve modificado porque el número de mol de especies químicas gaseosas coincide en los reactivos y los productos (coeficientes estequiométricos idénticos).

b) **Falso.** Se debería conocer el signo de la entalpía de la reacción para poder contestar.

c) **Verdadero.** Al disminuir la concentración de uno de los productos el equilibrio se desplaza hacia la formación de los mismos, aumentando el rendimiento de la reacción.

d) **Falso.** El equilibrio no se ve modificado porque el número de mol de especies químicas gaseosas coincide en los reactivos y los productos (coeficientes estequiométricos idénticos).

21 Indica si las siguientes afirmaciones son correctas en relación a la actuación de un catalizador en una reacción química exotérmica, $\Delta H° < 0$.

a) Produce que la reacción es más exotérmica.

b) Aumenta la constante de equilibrio químico.

c) Disminuye la energía de activación de la reacción directa e inversa.

d) Acelera la reacción directa pero no la inversa.

Solución

a) **Falso.** Un catalizador estabiliza el estado de transición pero no modifica el contenido energético de los reactivos y productos de la reacción química

b) **Falso.** Un catalizador provoca que se alcance antes el equilibrio químico pero no modifica el valor de la constante de equilibrio.

c) **Verdadero.** Al estabilizar el complejo activado disminuye la energía de activación de la reacción directa e inversa.

d) **Falso.** Al estabilizar el complejo activado disminuye la energía de activación de la reacción directa e inversa, por lo que acelera tanto la reacción directa como la reacción inversa.

22 El grado de disociación de una concentración 1 M de bromo molecular, a una determinada temperatura, vale el 2%. Determina el valor de la constante de equilibrio de la reacción:

$$Br_{2(g)} \leftrightarrows 2Br_{(g)}$$

Solución

c = 1 M, a = 2% = 0,02

	$Br_{2(g)}$ $\leftrightarrows$	$2Br_{(g)}$
[inicial]	C	0
[equilibrio]	C(1-α)	C2α

$$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]} = \frac{(C2\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{4C\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{4\times 0{,}02^2}{(1-0{,}02)} = 1{,}63\cdot 10^{-3}M$$

$$\mathbf{K_c = 1{,}63\cdot 10^{-3}\ M}$$

23 A 448 °C la constante de equilibrio de la siguiente reacción vale 50,2.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}$$

En un matraz se introducen 0,5 mol de H_2, 0,5 mol de H_2 y 10 mol de HI. Indica si el sistema se encuentra en el equilibrio químico, en caso negativo indicar el sentido hacia donde evoluciona. Si se duplica el volumen del recipiente, ¿cómo influye en el equilibrio químico?

Solución

No es necesario conocer el volumen porque se simplifica en esta reacción. Determinamos el cociente de reacción:

$$Q = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{10^2}{0{,}5\times 0{,}5} = 400$$

Como Q > Kc, el sistema no se encuentra en el equilibrio, y en este caso el sistema evolucionará hacia la izquierda para establecer el equilibrio químico.

Si se duplica el volumen, en este sistema, no se produce ninguna modificación del equilibrio porque el número de mol de especies químicas gaseosas de reactivos y productos coinciden.

24 La constante de equilibrio Kc para la reacción:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrows 2NO_{(g)}$$

vale $8{,}8.10^{-4}$ a 2.200K. Si 1 mol de oxígeno y 2 mol de nitrógeno se introducen en un recipiente de 2 L y se calienta a 2.200 K, ¿cuántos mol de cada especie existirán en el equilibrio?

Solución

	$N_{2(g)}$	+	$O_{2(g)}$	$\leftrightarrows$	$2NO_{(g)}$
[inicial]	2		1		0
[equilibrio]	2 – x		1 – x		2x

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{(2x)^2}{(2-x)(1-x)} = 8{,}8\cdot 10^{-4}$$

Al resolver la ecuación de segundo grado elegimos el valor de x que cumple, $0 < x < 1$.

$$x = 0{,}02065 \text{ mol}$$

En el equilibrio: **NO =** 2x = **0,0413 mol**; **O_2** = 1-x = **0,9794 mol**; **N_2** = 2 – x = **1,9794 mol.**

25 Calentando a 1000 °C, en un recipiente cerrado, una mezcla de 3 mol de dióxido de carbono y un mol de hidrógeno, se alcanza el equilibrio cuando se han formado 0,8 mol de monóxido de carbono e igual cantidad de vapor de agua. Calcular la constante de equilibrio a esa temperatura, para la reacción:

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

Solución

	$CO_{2(g)}$	+	$H_{2(g)}$	$\leftrightarrows$	$CO_{(g)}$	+	$H_2O_{(g)}$
[inicial]	3		1		0		0
[equilibrio]	3 – x		1 – x		x		x

Como se han formado 0,8 mol de CO, x = 0,8.

La constante de equilibrio no depende del volumen en esta reacción.

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0{,}8\times 0{,}8}{2{,}2\times 0{,}2} = 1{,}45 \text{ (carece de unidades)}$$

26 En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 6 g de PCl5. Se calienta a 250 °C y se establece el siguiente equilibrio:

$$PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Si el grado de disociación es del 61,8%, determina la constante de equilibrio. P = 31, Cl = 35,5.

Solución

Convertimos la masa de pentacloruro de fósforo a moles. El grado de disociación se debe expresar en tanto por uno, 0,618.

$$\text{n.º mol} = \frac{6 \text{ g de } PCl_5 \times 1 \text{ mol de } PCl_5}{208{,}5 \text{ g de } PCl_5} = 0{,}0288 \text{ mol de } PCl_5$$

	$PCl_{5(g)}$	$\leftrightarrows$	$PCl_{3(g)}$	+	$Cl_{2(g)}$
[inicial]	C		0		0
[equilibrio]	$C(1-\alpha)$		$C\alpha$		$C\alpha$

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0{,}0288 \times 0{,}618^2}{1-0{,}618} = 0{,}0288 \text{ M}$$

27 En un recipiente de 1 L de capacidad a 400 °C, se introducen 0,0121 mol de amoníaco, una vez alcanzado el equilibrio el grado de disociación es del 40%. Determinar la constante de equilibrio de la reacción:

$$2NH_{3(g)} \leftrightarrows 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$$

Solución

n = 0,0121; α = 0,40

	$2NH_{3(g)}$	$\leftrightarrows$	$3H_{2(g)}$	+	$N_{2(g)}$
[inicial]	n		0		0
[equilibrio]	$n(1-\alpha)$		$n(3/2)\alpha$		$n(1/2)\alpha$

$[H_2] = 0{,}0121 \times 1{,}5 \times 0{,}4 = 0{,}00726$ M

$[N_2] = 0{,}0121 \times 0{,}5 \times 0{,}4 = 0{,}00242$ M

$[NH_3] = 0{,}0121 \times (1\text{-}0{,}4) = 0{,}00726$ M

$$K_c = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2} = \frac{0{,}00242 \times 0{,}007263^3}{0{,}00726^2} = 1{,}76 \cdot 10^{-5} \text{ M}^2$$

Autoevaluación

1 La siguiente reacción de descomposición de A es de primer orden, A → productos. Si [A] = 0,5 M, la velocidad inicial de la reacción es de 0,25 $M.s^{-1}$. Determinar la constante de velocidad y la velocidad para una concentración de A de 0,1 M.

Solución

$k = 0{,}5\ s^{-1}$.

$v = 0{,}05\ M.s^{-1}$.

2 En una reacción del tipo, A + B → productos. Se estudió la velocidad inicial en función de la concentración de los reactivos, con los siguientes resultados:

Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	Velocidad inicial Ms^{-1}
1	0,2	0,1	40
2	0,2	0,2	80
3	0,4	0,1	80

Determinar el orden de la reacción respecto de A y B, así como el orden total. ¿Qué vale la constante de velocidad?

Solución

La reacción es de orden 1 respecto de B.

La reacción es de orden 1 respecto de A.

La reacción es de orden total 2.

$$k = 2.10^3\ M^{-1}s^{-1}$$

3 En una reacción del tipo, 2C → productos. Se estudió la velocidad inicial en función de la concentración inicial de C, con los siguientes resultados:

Experimento	[C] mol/L	k $M^{-1}\ S^{-1}$	Velocidad inicial Ms^{-1}
1	0,1	10^4	—
2	0,2	—	400
3	0,4	—	—

Completar la Tabla.

Solución

Experimento	[C] mol/L	k $M^{-1}\ S^{-1}$	Velocidad inicial Ms^{-1}
1	0,1	10^4	**100**
2	0,2	**10^4**	400
3	0,4	**10^4**	**1600**

4 En una reacción de formación del amoníaco a partir de sus elementos, reaccionan 80 mol/L de nitrógeno en 16 s. Determina la velocidad de la reacción, en ese intervalo de tiempo, referido a los reactivos y productos.

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$$

Solución

$V_1 = -5\ Ms^{-1}\ (N_2)$.

$V_2 = -15\ Ms^{-1}\ (H_2)$.

$V_3 = 10\ Ms^{-1}\ (NH_3)$.

La velocidad de la reacción puede expresarse en función de la desaparición de reactivos o de formación de productos. Las velocidades están relacionadas por los coeficientes estequiométricos.

$$V_1 = +V_2 / 3 = -V_3 / 2 = \text{velocidad de reacción}$$

5 Una reacción química tiene una energía de activación de 150 kJ/mol a 300 K. Cuando se introduce un catalizador la constante de velocidad se duplica. Determina la energía de activación de la reacción catalizada.

Solución

E_A = 148,3 kJ/mol.

6 Se introducen en un recipiente de dos litros de capacidad, 0,04 mol de iodo gaseoso y la misma cantidad de hidrógeno. Se deja evolucionar, a 300ºC, hacia el equilibrio de acuerdo con la ecuación.

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}\text{ ; si } K_c \text{ es igual a 50,}$$

¿Cuáles son las concentraciones de cada sustancia en el equilibrio?

Solución

$[I_2] = [H_2]$ = 0,0045 M.

[HI] = 0,031 M.

7 En un recipiente de 5 L de capacidad se introdujeron 0,625 mol de tetraóxido de dinitrógeno y se les dejó evolucionar hacia la formación de dióxido de nitrógeno. Cuando se alcanzó el equilibrio:

$$N_2O_{4(g)} \leftrightarrows 2NO_{2(g)}$$

Un análisis revela que la concentración de N_2O_4 en el equilibrio es 0,075 M. Determinar la constante de equilibrio, K_c.

Solución

$[NO_2]$ = 0,1 M.

K_c = 0,133 M.

8 Al estudiar el equilibrio en fase gaseosa: $2NOCl_{(g)} \leftrightarrows 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ se ha comprobado que en un recipiente de un litro a 30 ºC se encuentran en equilibrio

50,435 g de cloruro de nitrosilo con 11,55 g del óxido de nitrógeno y 15,62 g de cloro. Calcular el valor de la constante de equilibrio. Cl = 35,4, N = 14, O = 16.

Solución

K_c = 0,055 M.

9 En la reacción $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrows COCl_{2(g)}$, las concentraciones en el equilibrio son, a 25 °C, 2 M en monóxido de carbono y en cloro, y 20 M en cloruro de carbonilo. Determinar los mol en el equilibrio si el volumen del recipiente es de 0,5 L, y la constante de equilibrio, K_c.

Solución

$K_c = [COCl_2]/[CO][Cl_2] = 20/4 = 5\ M^{-1}$.

N.º mol CO = 1.

N.º mol de $COCl_2$ = 10.

10 Para la reacción: $CO_{(g)} + H_2O(g) \leftrightarrows CO_{2(g)} + H_{2(g)}$, llevada a cabo a 690 K, la constante K_c vale 10. Si se introducen 2 mol de CO y 4 mol de H_2O en un recipiente de 2 L, determina las concentraciones en el equilibrio.

Solución

Concentraciones en el equilibrio.

$[CO_2] = [H_2]$ = 1,84/2 = 0,92 M.

[CO] = 0,08 M.

$[H_2O]$ = 1,08 M.

11 En un recipiente de 3 litros se introducen 0,6 mol de yoduro de hidrógeno 0,3 mol de hidrógeno gaseoso y 0,3 mol de yodo molecular a 490 °C, estableciéndose:

$$2HI_{(g)} \leftrightarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}$$

a) Justifique que el sistema no se encuentra en equilibrio.

b) Calcule los mol de cada componente en el equilibrio.

Dato: La constante K_c vale 0,022, a 490 °C.

Solución

Q = 0,25.

Dado que Q > K_c el sistema no se encuentra en equilibrio y evoluciona hacia la izquierda para establecer el equilibrio químico.

	$2HI_{(g)}$	$\leftrightarrows$	$H_{2(g)}$	+	$I_{2(g)}$
Equilibrio	**1,1**		**0,05**		**0,05**

12 En la reacción:

$$Br_{2(g)} \leftrightarrows 2Br_{(g)}$$

La constante de equilibrio K_c, a 1200 °C, vale $1{,}04.10^{-3}$.

a) Si se introduce 1 mol de bromo molecular en un recipiente de 1 L, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio.

b) ¿Cuál es el grado de disociación del bromo molecular? (mol que reaccionan / mol iniciales).

Solución

[Br] = 0,03 M.

El grado de disociación nos representa los mol de bromo molecular que se disocian por mol.

Grado de disociación = 0,015; en tanto por cien 1,5%.

13 Para el siguiente equilibrio:

$$PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Indique, razonadamente, el sentido en que se desplaza el equilibro cuando:

a) Se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio.

b) Se aumenta la presión del sistema.

Solución

Aplicamos el principio de Le Châtelier.

a) Al aumentar la concentración de un producto el equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos para reestablecer el equilibrio. Por tanto se desplazará hacia la izquierda.

b) El equilibrio se desplaza hacia donde ocupa un menor volumen, es decir hacia donde hay un menor número de mol de especies químicas gaseosas. Por tanto se desplazará hacia la izquierda.

14 Hidrógeno, bromo y bromuro de hidrógeno, todos ellos en estado gaseoso, se encuentran en un matraz de 1 litro, a una temperatura dada, y en equilibrio correspondiente a la reacción, sabiendo que el proceso es exotérmico:

$$H_{2(g)} + Br_{2(g)} \leftrightarrows 2HBr_{(g)} + 68\ kJ$$

Indique como afectaría al equilibrio:

a) Si se aumenta la temperatura.

b) Si se adiciona HBr.

c) Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante.

Solución

a) El equilibrio se desplaza hacia la formación de los reactivos (izquierda).

b) El sistema se desplaza hacia la formación de los reactivos (izquierda).

c) El sistema se desplaza hacia donde ocupa un menor volumen, o es decir hacia donde hay un menor número de moles de especies químicas gaseosas, en este caso como hay dos en cada miembro no se desplaza el equilibrio químico al modificar el volumen a T=cte.

15 La energía de activación de la reacción directa e inversa, A $\leftrightarrows$ B, vale respectivamente 30 y 55 kJ/mol. En presencia de un catalizador la energía de activación de la reacción directa se reduce a 15 kJ/mol. Determinar la entalpía de la reacción y la energía de activación de la reacción inversa en presencia de catalizador.

Solución

$\Delta H^o = E_{Ad} - E_{Ai} = 30 - 55 = -25$ kJ/mol (exotérmica).

En presencia de catalizador la entalpía de la reacción permanece invariable.

$\Delta H^o = E_{Ad} - E_{Ai} = 15 - E_{Ai} = -25$ kJ/mol.

$E_{Ai} = 40$ kJ/mol.

16 La descomposición del amoníaco es un proceso endotérmico, indica hacia donde se desplaza el equilibrio en las siguientes actuaciones:

$$2NH_{3(g)} \leftrightarrows 3H_{2(g)} + N_{2(g)} \quad \Delta H^o > 0$$

a) Aumento de la temperatura.

b) Aumento de la concentración de nitrógeno gaseoso.

c) Al adicionar un catalizador

d) Al disminuir la concentración de hidrógeno gaseoso.

Solución

Por aplicación del Principio de Le Châtelier.

a) Se desplazará hacia la derecha aumentando el rendimiento de la reacción.

b) Se desplaza hacia la formación de los reactivos, izquierda, manteniéndose invariable la constante de equilibrio.

c) No se modifica.

d) Se desplaza hacia la formación de los mismos productos, derecha, manteniéndose invariable la constante de equilibrio

17 Para la reacción:

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \quad \Delta H^o > 0$$

Indica si las siguientes afirmaciones son correctas

a) Al aumentar la presión a temperatura constante aumenta el rendimiento de la reacción.

b) Al aumentar la temperatura aumenta el rendimiento de la reacción.

c) Si se elimina dióxido de carbono del medio de reacción aumenta el rendimiento de la reacción.

d) Al aumentar el volumen a temperatura constante aumenta el rendimiento de la reacción.

Solución

Por aplicación del Principio de Le Châtelier.

a) Falso.

b) Verdadero.

c) Falso.

d) Falso.

18 Indica si las siguientes afirmaciones son correctas en relación a la actuación de un catalizador en una reacción química endotérmica, $\Delta H° > 0$.

a) Produce que la reacción sea menos endotérmica.

b) Disminuye la constante de equilibrio químico.

c) Aumenta la energía de activación de la reacción directa e inversa.

d) Acelera la reacción inversa pero no la directa.

Solución

a) Falso.

b) Falso.

c) Falso.

d) Falso.

19 El grado de disociación de una concentración 0,1 M de iodo molecular, a una determinada temperatura, vale el 5%. Determina el valor de la constante de equilibrio de la reacción:

$$I_{2(g)} \leftrightarrows 2I_{(g)}$$

Solución

C = 0,1 M, α = 5% = 0,05.

Kc = $1{,}05 \cdot 10^{-3}$ M.

20 A 448 °C la constante de equilibrio de la siguiente reacción vale 7,085.

$$1/2H_{2(g)} + 1/2I_{2(g)} \leftrightarrows HI_{(g)}$$

En un matraz se introducen 0,5 mol de H_2, 0,5 mol de H_2 y 1 mol de HI. Indica si el sistema se encuentra en el equilibrio químico, en caso negativo indicar el sentido hacia donde evoluciona. Si se aumenta la presión total, ¿cómo influye en el equilibrio químico?

Solución

No es necesario conocer el volumen porque se simplifica en esta reacción. Determinamos el cociente de reacción, Q = 2.

Como $Q < K_c$, el sistema no se encuentra en el equilibrio, y en este caso el sistema evolucionará hacia la derecha para establecer el equilibrio químico.

Si se aumenta la presión total, en este sistema, no se produce ninguna modificación porque el número de moles de especies químicas gaseoasas de reactivos y productos coincide.

21 Se introduce en un recipiente de 2 L, 1 mol de oxígeno y 2 mol de nitrógeno se calienta a 2.200 K, en el equilibrio quedan sin reaccionar 0,9794 mol de oxígeno. Determinar la constante de equilibrio de la reacción:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrows 2\ NO_{(g)}$$

Solución

$K_c = 8{,}8.10^{-4}$ (carece de unidades).

mol en el equilibrio: NO = 2x = 0,0413 mol; O_2 = 1 – x = 0,9794 mol; N_2 = 2 – x = 1,9794 mol.

22 Calentando a 1000 °C, en un recipiente cerrado, una mezcla de 3 mol de dióxido de carbono y 1 mol de hidrógeno, se alcanza el equilibrio cuando quedan sin reaccionar 2,2 mol de dióxido de carbono. Calcular la constante de equilibrio a esa temperatura, para la reacción.

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

Solución

La constante de equilibrio no depende del volumen en esta reacción.

$K_c = 1{,}45$ (carece de unidades).

23 En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 6 g de PCl_5. Se calienta a 250 °C y se establece el siguiente equilibrio:

$$PCl_{5(g)} \leftrightarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

Determina el grado de disociación si la constante de equilibrio vale 0,0288 M. P = 31, Cl = 35,5.

Solución

El grado de disociación vale 0,618, 61,8%.

24 En un recipiente de 1 L de capacidad a 400 °C, se introducen 0,0121 mol de amoníaco, una vez alcanzado el equilibrio el grado de disociación es del 40%. Determinar la constante de equilibrio de la reacción:

$$1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} \leftrightarrows NH_{3(g)}$$

Solución

$K_c = 238{,}6\ M^{-1}$.

25 La energía de activación de la reacción directa, A $\leftrightarrows$ B, vale 45 kJ/mol, la entalpía de la reacción +25 kJ/mol. En presencia de un catalizador la energía de activación de la reacción directa se reduce a 35 kJ/mol. Determina la entalpía

de la reacción catalizada y la energía de activación de la reacción inversa en ambas reacciones.

Solución

$\Delta H^{o} = E_{Ad} - E_{Ai} = 45 - E_{Ai} = 25$ kJ/mol (endotérmica) $E_{Ai} = 20$ kJ/mol.

En presencia de catalizador la entalpía de la reacción permanece invariable.

$\Delta H^{o} = E_{Ad} - E_{Ai} = 35 - E_{Ai} = 25$ kJ/mol.

$E_{Ai} = 10$ kJ/mol (reacción catalizada).



Ácidos y bases

Contenidos

- Definición clásica de Arrhenius.
- Definición protónica de Brönsted y Lowry.
- Fuerza relativa de ácidos y bases.
- Ionización del agua.
- Determinación del pH y pOH.
- Hidrólisis.

Objetivos

- **Conocer la evolución del concepto de ácido y base.**
- **Comprender los fundamentos de la teoría clásica de Arrhenius respecto a los ácidos y las bases y sus definiciones.**
- **Entender la teoría de Brönsted y Lowry de ácidos y bases.**
- **Conocer y diferenciar las teorías que explican el comportamiento de los ácidos y las bases y sus limitaciones.**
- **Comprender la fuerza de ácidos y bases y su relación con el grado de disociación en una disolución acuosa.**
- **Conocer la constante del producto iónico del agua.**
- **Aprender a calcular la acidez de una disolución utilizando el concepto de pH.**
- **Conocer la hidrólisis de las sales y su equilibrio.**
- **Aprender a calcular las concentraciones en el equilibrio de las diferentes especies en disolución acuosa.**

Introducción

Los ácidos y las bases se han conocido y utilizado desde muy antiguo. Los egipcios lavaban sus cabellos con agua y zumo de limón (ácido cítrico) para dejar el pelo sin grasa, suave y brillante.

Los antiguos productores de vino obtenían vinagre como subproducto del agriado del vino, utilizando éste como condimento y también como conservante de los alimentos, siendo el principal ingrediente de los encurtidos.

En la antigüedad, griegos y romanos curtían las pieles con una sustancia ácida obtenida de las hormigas (ácido fórmico). Determinados ácidos también se utilizaron en algunas operaciones metalúrgicas.

Estos son algunos ejemplos de la utilización en tiempos pasados de los ácidos.

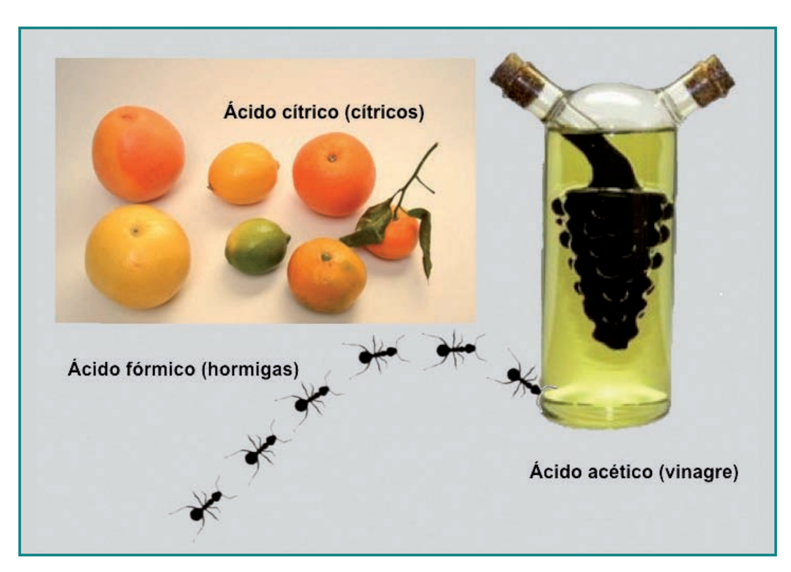


Figura 1. Distintos ácidos y sus fuentes naturales.

Así mismo, las bases eran conocidas y utilizadas en otros tiempos. Las bases o álcalis (del árabe *al kali,* ceniza) más utilizadas en la antigüedad (sosa y potasa) eran mayoritariamente obtenidas mediante la quema de plantas leñosas. Estas cenizas disueltas en agua formaban lejías que se utilizaban para el lavado de la ropa, preparación de tintes, y otros muchos procesos.

En la época romana, el vidrio era fabricado utilizando como fundentes sosa y potasa que se obtenían quemando determinadas plantas (plantas barrilleras) u otras lejías concentradas y también del *natrum* o trona mineral.

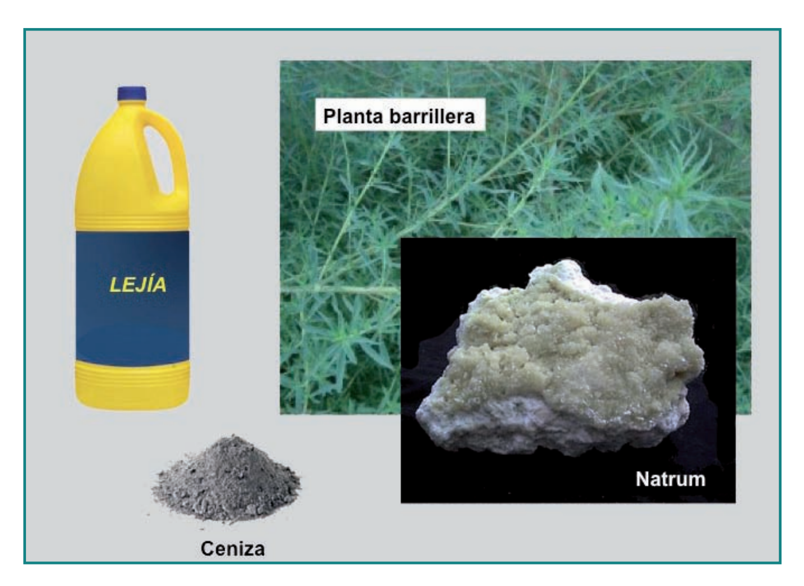


Figura 2. Distintas bases y sus fuentes naturales.

Aunque los ácidos y bases eran conocidos y utilizados, eran caracterizados únicamente por sus propiedades sensoriales. Los ácidos eran diferenciados por su sabor agrio (del latín acidus, agrio), también por atacar al mármol, o al cinc y a otros metales. Las bases eran identificadas por su tacto jabonoso y su sabor ardiente (cáustico), es decir sabor a lejía.

Fue el filósofo irlandés **Robert Boyle** (1627-1691) el primero en intentar relacionar de una forma científica y sistemática los ácidos y las bases con algunas de sus propiedades. Además de las propiedades sensoriales antes descritas comprobó que daban distinto color con el papel tornasol. Los ácidos enrojecían el papel tornasol y las bases lo volvían azul. También comprobó que los ácidos y las bases al mezclarse perdían estas propiedades, se neutralizaban.

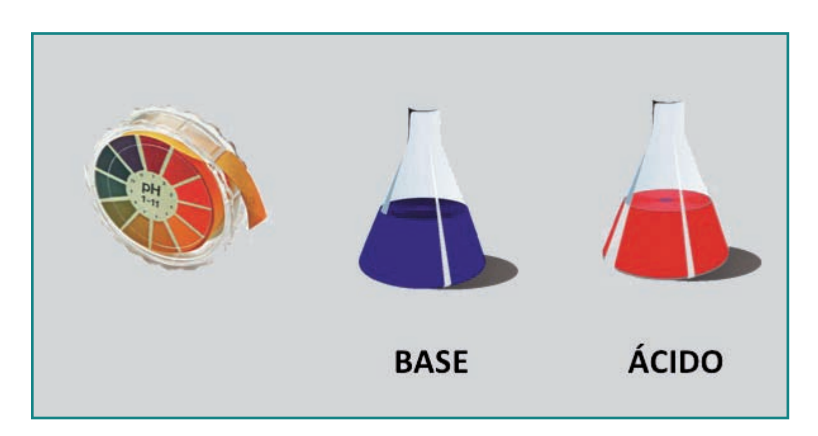


Figura 3. Diferencia de color entre bases y ácidos con indicador tornasol.

Fue mucho después cuando otros científicos intentaron justificar estas propiedades por la estructura y composición de las sustancias. **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794), padre de la Química Moderna, introdujo la teoría de que las sustancias estaban formadas por elementos y todos los ácidos contenían un elemento común al que llamó oxígeno, generador de ácidos, del griego genos (generador) y oxys (ácido). Sin embargo, no pudo demostrar esta teoría para el ácido muriático (ácido clorhídrico). **Humphry Davy** (1778-1829) demuestra que el ácido muriático estaba constituido

exclusivamente por cloro e hidrógeno luego supuso que la acidez de los ácidos no era debida al oxígeno sino que era debida a la presencia de hidrógeno. Posteriormente **Justus von Liebig** (1803-1873) confirma que el hidrógeno de los ácidos podía ser sustituido por metales. Respecto a las bases, en esta época no se desarrolla ninguna teoría sobre la composición o elementos que las componen. Sin embargo, **Louis Joseph Gay-Lussac** (1778-1850) considera que los ácidos y las bases no deben considerarse aisladamente sino como compuestos relacionados ya que se neutralizan.

Estos experimentos y teorías desarrolladas en los inicios de la Historia de la Química fueron la base en la que se asientan los principios de la Química Moderna y de las actuales teorías sobre los ácidos y las bases, como la teoría de **Arrhenius** y de **Brönsted** y **Lowry.**



Figura 4. Evolución histórica del concepto ácido-base.

Desarrollo de los contenidos

1. DEFINICIÓN CLÁSICA DE ARRHENIUS

El químico sueco **Svante August Arrhenius** (1859–1927) desarrolló muchas de las primeras ideas sobre la disociación iónica en las disoluciones acuosas, obteniendo el premio Nobel en 1903.



Figura 5. Sellos conmemorativos de Svante Arrhenius.

Según Arrhenius la mayoría de las sustancias forman iones cuando se disuelven en agua u otros disolventes. A estas sustancias las llamó **electrolitos**. Cuando estos electrolitos se disuelven en agua, sus moléculas se disocian en una parte con carga positiva (catión) y una parte negativa (anión), lo que justifica la conductividad eléctrica de las disoluciones electrolíticas.

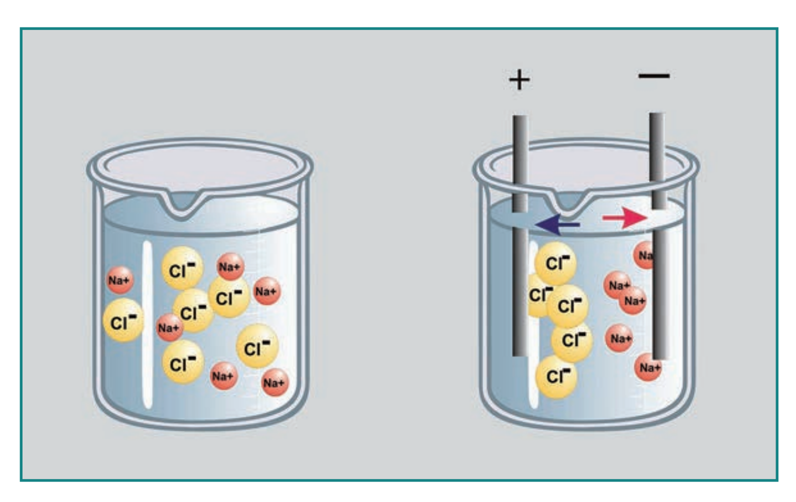


Figura 6. Disociación de los electrolitos en agua.

Electrolitos son sustancias solubles en agua que se separan en iones capaces de conducir la corriente eléctrica.

Iones son átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente, que tienen la capacidad de conducir la corriente eléctrica. Pueden tener carga positiva (cationes) o negativa (aniones).

El cloruro sódico (NaCl) es un sólido que al disolverse en agua se disocia en un ion metálico positivo (catión) y un ion cloruro (anión):

$$\mathrm{NaCl} \leftrightarrows \mathrm{Na^+ + Cl^-}$$

El agua es una molécula dipolar que facilita la disolución y disociación de una sustancia cristalina como es el cloruro sódico. Las moléculas de agua se orientan convenientemente hacia el ion de signo opuesto debilitando su enlace, separándolo del cristal. Una vez liberados los iones, las moléculas de agua los mantienen separados en el seno de la disolución. Este tipo de atracción ion–dipolo es característico de los iones hidratados de los metales alcalinos y alcalinotérreos.

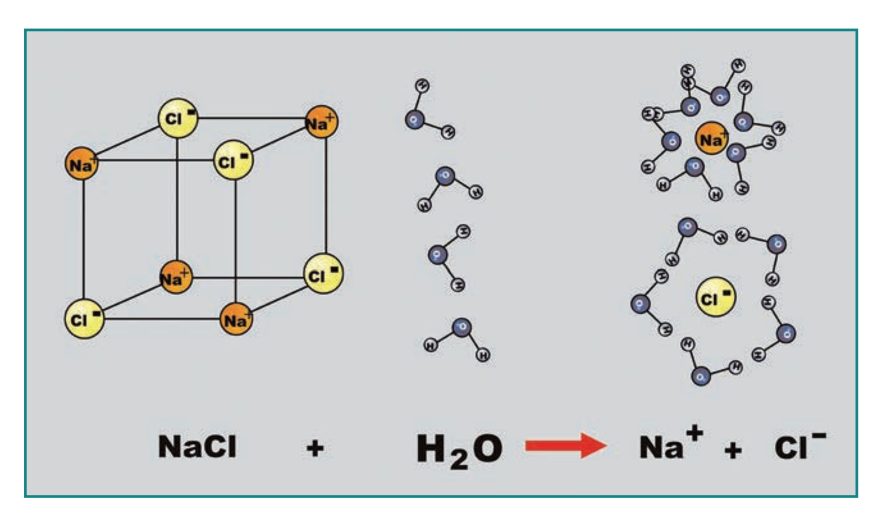


Figura 7. Disociación del cloruro sódico.

Los electrolitos fuertes se ionizan casi completamente en el disolvente, y los electrolitos débiles sólo se ionizan en parte. El grado de disociación o de ionización, α, da idea de la cantidad de moléculas que se encuentran disociadas.

$$\alpha = \frac{\text{concentración del ion disociado}}{\text{concentración inicial}}$$

Grado de disociación o ionización (α) es la relación que existe entre la cantidad de sustancia disociada y la cantidad total de sustancia puesta en disolución.

Los ácidos según la teoría de Arrhenius son compuestos covalentes que en disolución acuosa se ionizan formando iones hidrógeno (H^+). Así, se estableció las definiciones de ácidos y bases.

Ácido: sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones hidrógeno (H^+).

$$HA \leftrightarrows A^- + H^+$$

Ejemplos:

$$HCl \leftrightarrows Cl^- + H^+$$
$$H_2SO_4 \leftrightarrows SO_4^{2-} + 2\ H^+$$

Base: sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones hidróxido (OH^-).

$$BOH \leftrightarrows B^+ + OH^-$$

Ejemplos:

$$NaOH \leftrightarrows Na^+ + OH^-$$
$$Ca(OH)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2\ OH^-$$

Lo iones hidróxido (OH^-) también se pueden llamar hidroxilo u oxhidrilo.

De acuerdo con la teoría de Arrhenius, cuando un ácido reacciona con una base, estas sustancias se **neutralizan** formando una sal y agua.

Las sales (según Arrhenius) son compuestos iónicos que carecen de las propiedades características de los ácidos y las bases.

ÁCIDO + BASE ⇆ SAL + AGUA

$$HCl + NaOH \leftrightarrows NaCl + H_2O$$
$$NaCl \leftrightarrows Na^+ + Cl^-$$

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(OH)_3 \leftrightarrows Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$
$$Al_2(SO_4)_3 \leftrightarrows 2\ Al^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$$

La teoría clásica de Arrhenius permitió interpretar el comportamiento de la mayoría de los ácidos y las bases en disolución acuosa y la hidrólisis de determinadas sales, pero no consiguió explicar las propiedades ácidas y básicas de otras sustancias (por ejemplo, óxidos, sales amónicas y carbonatos) y también limitaba su teoría a las disoluciones acuosas sin explicar qué sucedía en otros medios. Arrhenius, tampoco justificaba en su teoría que debido a su pequeño tamaño el ion H^+ no podía existir en disolución acuosa y formaría el ion hidronio (también llamado oxonio) H_3O^+ al ser captado por el dipolo de las moléculas de agua.

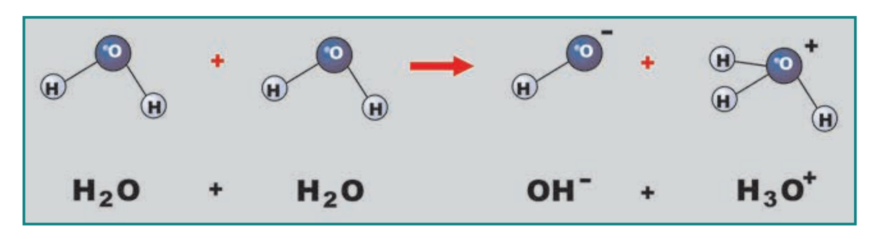


Figura 8. Autoionización del agua y formación de hidronio.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Según la teoría de Arrhenius para disoluciones acuosas, escriba la reacción de disociación de las siguientes sustancias, indicando cuales son ácidos, bases o sales: K_2SO_4, HCl, NaOH, NaCl, H_2SO_4.

Solución

Ácidos:

$HCl \rightarrow Cl^- + H^+$

$H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+$

Bases:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

Sales:

$K_2SO_4 \rightarrow 2\ K^+ + SO_4^{2-}$

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

Ejercicio 2

Una base, según Arrhenius, es la sustancia que se disocia en el agua dando iones hidróxidos u oxhidrilos. Escriba las reacciones de disociación de las siguientes sustancias e indique cuales podrían considerarse como sustancias básicas según la teoría de Arrhenius:

$Ca(OH)_2$, $Ca(CO_3)$, KOH

Solución

$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$

$Ca(CO_3) \rightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$

$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

La basicidad de $Ca(CO_3)$ no puede justificarse por la teoría de Arrhenius.

Ejercicio 3

¿La basicidad del amoníaco (NH_3) y la fosfina (PH_3) podría justificarse con la teoría de Arrhenius?

Solución

Aunque el amoníaco (NH_3) y la fosfina (PH_3) tienen características básicas pues colorean en azul el papel tornasol, la disociación de NH_3 y PH_3, según Arrhenius, no darían hidróxidos por lo que su basicidad no podría justificarse con esta teoría.

Ejercicio 4

Complete y ajuste las siguientes reacciones de neutralización:

a) $HCl + NaOH$

b) $H_2SO_4 + KOH$

c) $Ca(OH)_2 + HNO_3$

d) $HClO_4 + Mg(OH)_2$

e) $Fe(OH)_2 + HCl$

Solución

a) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

b) $H_2SO_4 + 2\ KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2\ H_2O$

c) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$

d) $2\ HClO_4 + Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(ClO_4)_2 + 2\ H_2O$

e) $Fe(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + 2\ H_2O$

Ejercicio 5

Indique cuales de estas sentencias se refieren a los ácidos:

a) Tiñe azul el papel tornasol.

b) Ataca al cinc desprendiendo hidrógeno, que arde si acercamos una cerilla.

c) Tiene sabor cáustico.

d) Ataca a las sustancias calcáreas.

Solución

Se refieren a los ácidos, las sentencias: b y d.

2. DEFINICIÓN PROTÓNICA DE BRÖNSTED Y LOWRY

Las limitaciones de la teoría de Arrhenius fueron superadas en 1923 cuando se planteó la teoría de **Brönsted** y **Lowry**. El químico danés **Johannes Nicolaus Brönsted** (1879–1947) y el químico inglés **Thomas Martin Lowry** (1874–1936) desarrollaron de forma independiente una teoría más amplia que la teoría de Arrhenius para ácidos y bases, superando las lagunas existentes en ella. Según esta teoría, cuando un ácido se ioniza se produce una reacción protolítica o de transferencia de protones. Se transfiere un protón de la molécula del ácido a una molécula de agua, de tal forma que esta molécula actúa como base (Figura 9).

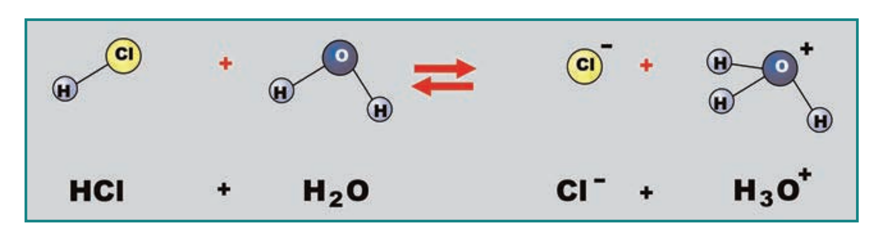


Figura 9. Reacción protolítica del ácido clorhídrico.

Un ácido es toda sustancia capaz de ceder protones y una base es toda sustancia que es capaz de aceptarlos.

ÁCIDO + BASE ⇆ BASE + ÁCIDO

$HA + B \leftrightarrows A^- + BH^+$

El ácido **HA** y la base **A⁻** forman un par ácido–base conjugado. Es decir, para que un ácido ceda un protón debe de haber una base que acepte ese protón. Por otra parte, el ácido **HA** cederá su protón cuando entre en contacto con una sustancia de mayor afinidad protónica que **A^-**.

De igual forma las bases **(B)** estarán conjugadas con un ácido **(BH^+)** como resultado de la aceptación del protón.

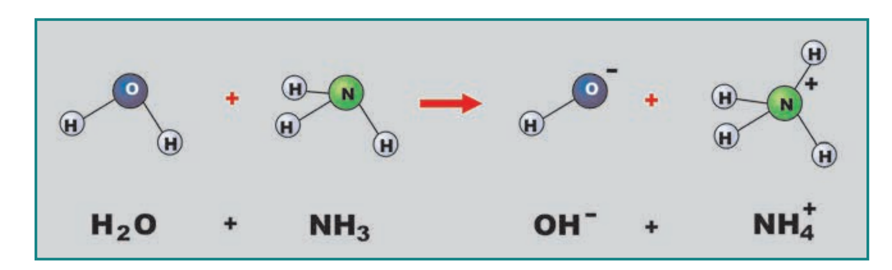


Figura 10. Reacción protolítica del amoniaco.

ÁCIDO + BASE ⇆ BASE + ÁCIDO

$HA + B \leftrightarrows A^- + BH^+$

Como se puede observar en las reacciones de los anteriores ejemplos:

$$HCl + H_2O \leftrightarrows Cl^- + H_3O^+$$

$$H_2O + NH_3 \leftrightarrows OH^- + NH_4^+$$

El agua se comporta como base frente al ácido clorhídrico y como ácido frente al amoníaco. Como el agua, algunas sustancias a veces se comportarán como ácido y otras como base. A estas sustancias se les llaman sustancias **anfóteras** o **anfipróticas**.

Sustancias anfóteras o anfipróticas son sustancias que pueden comportarse como ácidos o bases.

Otro ejemplo de sustancias anfóteras serían:

$$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrows H_3PO_4 + OH^-$$

$$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$$

$$[Cu(H_2O)_3OH]^+ + H_3O^+ \leftrightarrows [Cu(H_2O)_4]^{2+} + H_2O$$

$$[Cu(H_2O)_3OH]^+ + H_2O \leftrightarrows Cu[(H_2O)_2(OH)_2] + H_3O^+$$

En los equilibrios anteriores se ha indicado la reversibilidad de las reacciones, sin embargo, el grado en que la reacción transcurre en una dirección o en otra dependerá de la afinidad protónica de las bases.

En esta teoría, cuando un ácido y una base se combinan, reacción de **neutralización**, el resultado será una reacción ácido–base, es decir, se transferirá un protón del ácido a la base.

$$HCl + H_2O \leftrightarrows Cl^- + H_3O^+$$

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

La teoría de Brönsted y Lowry no sólo puede aplicarse a disoluciones acuosas, también da respuesta a otro tipo de disoluciones, incluso a procesos que no transcurren en disolución.

En comparación con la teoría de Arrhenius, está teoría explica el carácter básico o ácido de algunas sustancias y la existencia de especies anfóteras. Brönsted y Lowry con su teoría amplían el concepto de las reacciones ácido–base y explican el papel que juega el disolvente en este tipo de reacciones.

A pesar del éxito de la teoría de Brönsted y Lowry, ésta fue ampliada por la teoría de Lewis (1923). Según Lewis, en la teoría de Brönsted y Lowry se confiere al protón una posición excepcional, así un ácido es una sustancia que suministra el protón que acepta un par electrónico y una base es una sustancia que comparte un par electrónico con un protón (Figura 11).

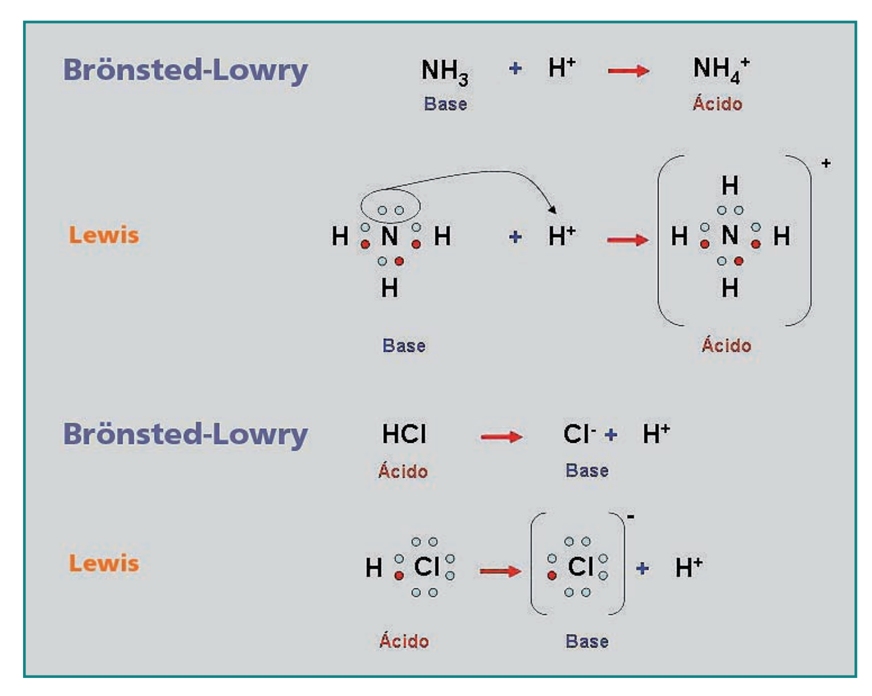


Figura 11. Ácidos y bases según Brönsted-Lowry y Lewis.

Según la teoría de Lewis, el concepto de ácido no debe restringirse al protón como único receptor del par electrónico, y un ácido será toda sustancia capaz de aceptar la compartición de un par electrónico de otra sustancia y una base será cualquier sustancia que pueda compartir uno de sus pares electrónicos con un ácido. Las bases de Lewis son las mismas que en la teoría de Brönsted y Lowry, pues las molécu-

las o iones capaces de compartir un par electrónico con cualquier aceptor también lo harán con el protón. Sin embargo, el concepto de ácido se amplía considerablemente. En la Figura 12 se muestran algunos ejemplos de ácidos según la teoría de Lewis.

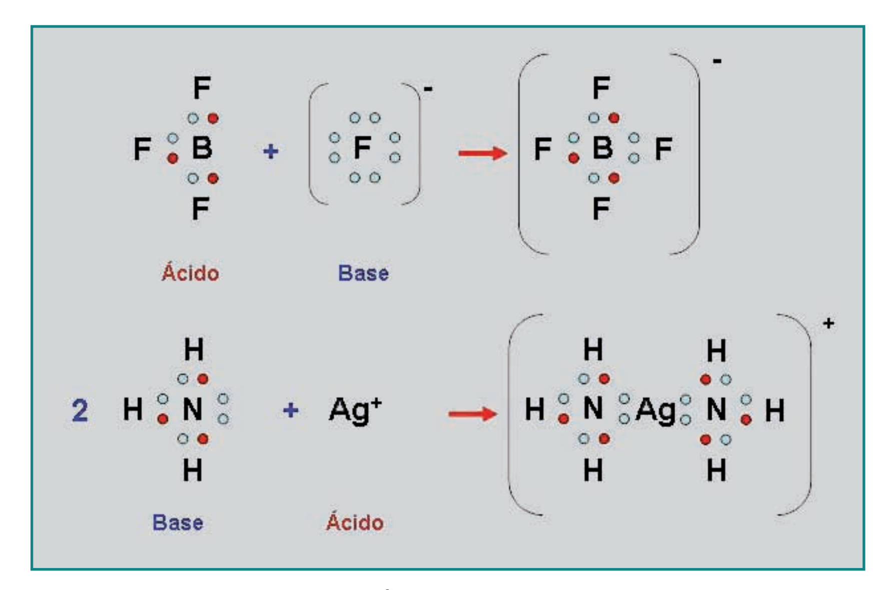


Figura 12. Ácidos y bases de Lewis.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indique la base conjugada de los siguientes ácidos en disolución acuosa:

HCl, NH_4^+, H_2SO_4, H_2CO_3

Solución

Se indica en otro color la base conjugada

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NH_3$

$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$H_2CO_3 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3O^+ + CO_3^{2-}$

Ejercicio 2

Indique, según la teoría de Brönsted-Lowry, que sustancias pueden actuar como ácido y cuales como bases. Escriba las reacciones indicando su base o ácido conjugado.

HNO_3, NH_3, S^{2-}

Solución

$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$, el ácido nítrico actúa como ácido y el ion nitrato es su base conjugada.

$NH_3 + H_3O^+ \leftrightarrows NH_4^+ + H_2O$, el amoníaco actúa como base y el ion amonio es su ácido conjugado

$S^{2-} + H_3O^+ \leftrightarrows HS^- + H_2O$, el ion sulfuro actúa como base y el ion hidrogenosulfuro es su ácido conjugado.

Ejercicio 3

Complete las reacciones de las siguientes sustancias anfóteras e indique que especie química es su base o ácido conjugado:

a) $[Cu(H_2O)_3OH]^+$ (como base).

b) $H_2O + H_2O$ (como ácido).

c) $H_2PO_4^- + H_2O$ (como base).

d) $HCO_3^- + H_2O$ (como ácido).

Solución

a) $[Cu(H_2O)_3OH]^+ + H_3O^+ \leftrightarrows [Cu(H_2O)_4]^{2+} + H_2O$, el ácido conjugado es el ion $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$.

b) $H_2O + H_2O \leftrightarrows OH^- + H_3O^+$, la base conjugada es el ion hidróxido u oxidrilo (OH^-).

c) $H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrows H_3PO_4 + OH^-$, el ácido conjugado es el ácido fosfórico (H_3PO_4).

d) $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrows CO_3^{2-} + H_3O^+$, la base conjugada es el ion carbonato (CO_3^{2-}).

Ejercicio 4

Enumere las principales diferencias entre la teoría de Arrhenius y la teoría de Brönsted y Lowry:

Solución

La teoría de Brönsted y Lowry no sólo puede aplicarse a disoluciones acuosas, también da respuesta a otro tipo de disoluciones, incluso a procesos que no transcurren en disolución.

En comparación con la teoría de Arrhenius, esta teoría explica el carácter básico o ácido de algunas sustancias y la existencia de especies anfóteras. Brönsted y Lowry con su teoría amplían el concepto de las reacciones ácido-base y explican el papel que juega el disolvente en este tipo de reacciones.

3. FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES

Según la teoría de Arrhenius el grado de disociación, α, da idea de la cantidad de moléculas que se encuentran disociadas y los ácidos y las bases pueden ser clasificados como fuertes o débiles, de acuerdo con este grado de disociación. Los ácidos

y bases que son electrolitos fuertes, es decir, que están totalmente disociados en la disolución se consideran ácidos y bases fuertes ($\alpha \approx 1$) (Figura 13).

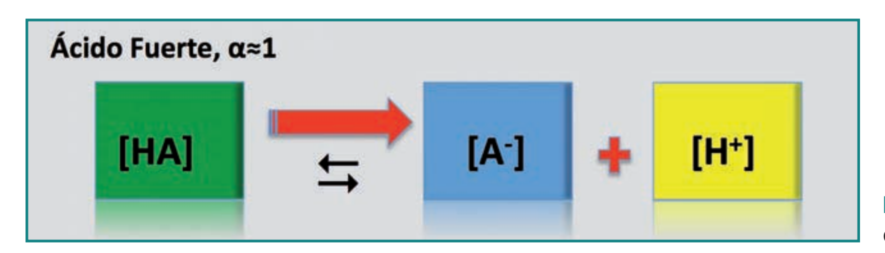


Figura 13. Disociación de un ácido fuerte.

$$[HA] = C_i \approx [A^-] = [H^+]$$

$$\alpha = \frac{[A^-]}{C_i} = 1$$

Por el contrario, los ácidos y bases pueden ser considerados débiles cuando no están totalmente disociados y el grado de disociación nos dará idea de su fuerza ($\alpha << 1$) (Figura 14).

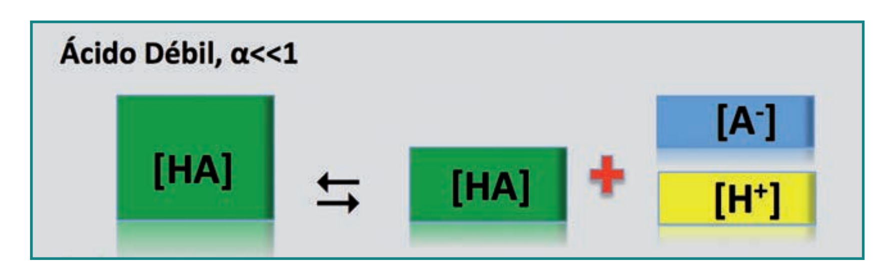


Figura 14. Disociación de un ácido débil.

$$\alpha = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} << 1$$

Según la teoría de Brönsted y Lowry, la fuerza de un ácido estará relacionada en su tendencia a ceder protones; la de una base, por la tendencia a aceptar protones. Conforme a esta teoría, la tendencia a ceder o tomar protones es relativa y la fuerza de un ácido debe ser comparada con la de su base conjugada (Figura 15).

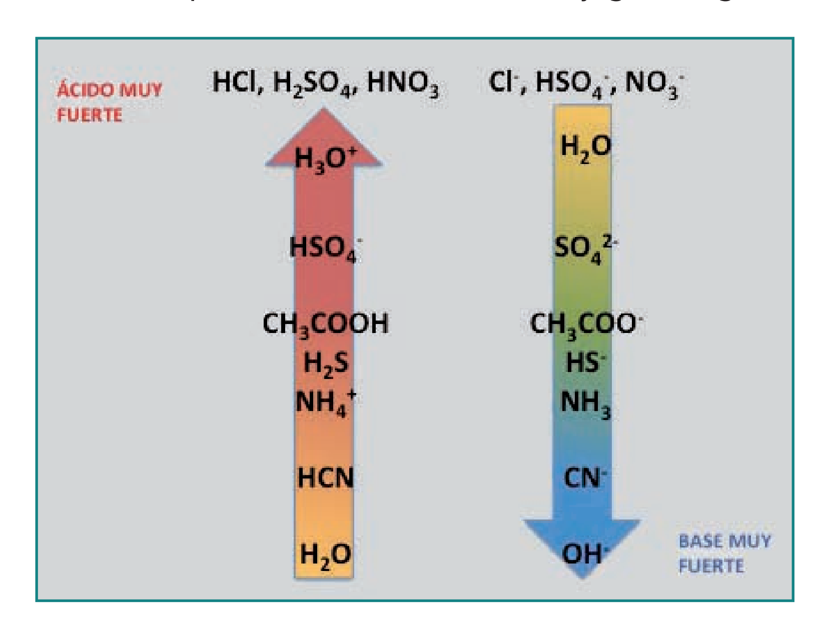


Figura 15. Fuerza relativa de los ácidos y sus bases conjugadas.

Cuanto **más fuerte sea un ácido,** tanto **más débil será su base conjugada** y viceversa.

Para comparar la fuerza relativa de diferentes ácidos debe hacerse frente a una base de referencia, en general se utiliza el agua.

Cuando un ácido se encuentra en disolución acuosa se disocia y de acuerdo con la **Ley de Acción de Masas,** su constante de equilibrio (K_e) vendrá dada por la ecuación:

$$HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$$

$$K_e = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]}$$

Esta ecuación también puede expresarse como,

$$K_a = K_e \cdot [H_2O] = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Esta nueva constante engloba la concentración del agua, generalmente considerada constante en disoluciones suficientemente diluidas y es característica del ácido.

De igual forma se puede hacer para las bases.

$$B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Así se obtienen las constantes de disociación o ionización, K_a y K_b que, en definitiva, nos da una medida de la disociación de los ácidos y de las bases y por tanto una medida comparada de su fuerza respecto al agua.

Cuanto **mayor** es la K_a **más fuerte** es un ácido.

Cuanto **mayor** es la K_b **más fuerte** es la base.

Para un ácido fuerte, el ácido estará totalmente disociado y se puede considerar que la concentración de hidronios u oxonios es similar a la concentración inicial del ácido:

$$HA + H_2O \leftrightarrows A^- + H_3O^+$$

$$\mathbf{[HA] = C_i \approx [A^-] = [H_3O^+]}$$

Para una base fuerte, se podría realizar la misma aproximación:

$$B + H_2O \leftrightarrows BH^+ + OH^-$$

$$[B] = C_i \approx [BH^+] = [OH^-]$$

En general, se pueden clasificar como ácidos o bases fuertes aquellos que tienen una constante de ionización superior a la unidad (K>1) y como ácido o base débil los que tienen una constante de ionización menor a la unidad (K<1).

Ácido o base **fuerte, K > 1**.

Ácido o base **débil, K < 1**.

Como se ha podido observar en la Figura 14, determinados ácidos muy fuertes están completamente disociados y debe considerarse que tienen la misma fuerza. Este efecto se denomina **efecto nivelador del disolvente**. Con otros disolventes (metanol o etanol) estos ácidos presentarían una fuerza diferente. Sólo el ácido perclórico ($HClO_4$) se comportaría como un ácido fuerte en estos medios.

Al calcular las constantes de disociación de ácidos y bases, resultan valores muy pequeños, lo que implica la utilización de expresiones con exponentes negativos. Para obviar esto, se utiliza con frecuencia el valor negativo del logaritmo de la constante, facilitando así su manejo.

Por ejemplo:

El ácido acético (CH_3COOH) tiene una constante de disociación, K_a de $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

En forma logarítmica, es decir calculando su pK, se obtiene un número más manejable.

$$pK_a = -\log(1{,}8 \cdot 10^{-5}) = 4{,}8$$

La fuerza relativa de un ácido, considerando el pK, tiene una relación inversa a la relación con la constante de disociación, K.

Cuanto **mayor** es la **K_a más fuerte** es un ácido.

Cuanto **menor** es la **pK_a más fuerte** es el ácido.

Cuanto **mayor** es la **K_b más fuerte** es la base.

Cuanto **menor** es la **pK_b más fuerte** es la base.

En las Figuras 16 y 17 se muestran como se relacionan la fuerza de los ácidos y de las bases con sus constantes de disociación, pK y sus bases y ácidos conjugados:

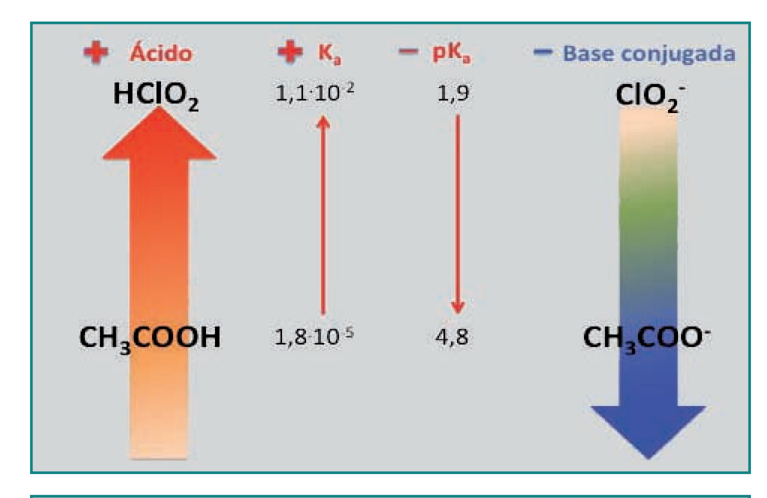


Figura 16. Fuerza de los ácidos y sus bases conjugadas.

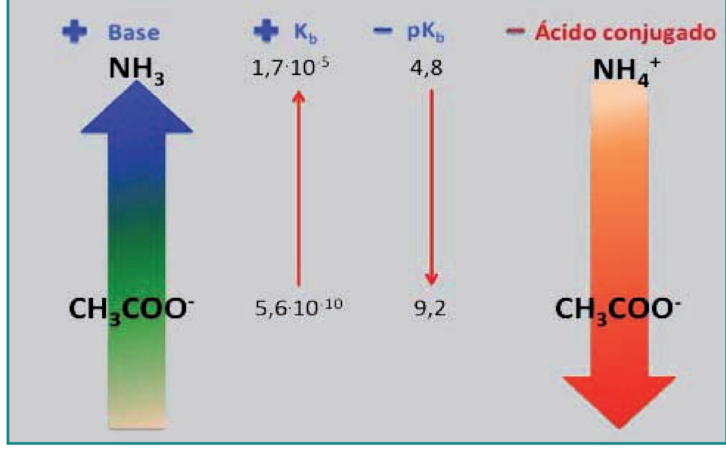


Figura 17. Fuerza de las bases y sus ácidos conjugados.

En la Tabla 1 y la Tabla 2 se recogen las constantes de disociación y pK de algunos ácidos y bases.

Tabla 1. Constantes de disociación y pK_a de algunos ácidos.

Ácido	Fórmula	K_a	pK_a
Acético	CH_3COOH	$1,8·10^{-5}$	4,8
Carbónico (1.ª dis.)	H_2CO_3	$4,3·10^{-7}$	6,4
(2.ª dis.)	HCO_3^-	$5,0·10^{-11}$	10,3
Arsenioso (1.ª dis.)	H_3AsO_4	$6,0·10^{-3}$	3,6
(2.ª dis.)	$H_2AsO_4^-$	$1,0·10^{-7}$	7,3
(3.ª dis.)	$HAsO_4^{2-}$	$3,2·10^{-12}$	12,5
Cianhídrico	HCN	$4,0·10^{-10}$	9,2
Cloroso	$HClO_2$	$1,1·10^{-2}$	1,9
Fluorhídrico	HF	$3,5·10^{-4}$	3,2
Fosfórico (1.ª dis.)	H_3PO_4	$7,5·10^{-3}$	2,2
(2.ª dis.)	$H_2PO_4^-$	$6,3·10^{-8}$	7,2
(3.ª dis.)	HPO_4^{2-}	$5,0·10^{-13}$	12,3
Nitroso	HNO_2	$4,0·10^{-4}$	3,4
Sulfhídrico	H_2S	$1,1·10^{-7}$	7,0
Tricloroacético	Cl_3CCOOH	$2,0·10^{-1}$	0,9

Tabla 2. Constantes de disociación y pK_b de algunas bases.

Base	Fórmula	K_b	pK_b
Amoníaco	NH_3	$1{,}7 \cdot 10^{-5}$	4,8
Anilina	$C_6H_5NH_2$	$3{,}8 \cdot 10^{-10}$	9,4
Hidracina	H_2NNH_2	$9{,}0 \cdot 10^{-7}$	5,9
Hidroxilamina	$HONH_2$	$1{,}0 \cdot 10^{-9}$	8,0

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

A la vista de su constante de disociación ordene por su acidez (de mayor a menor) los siguientes ácidos:

H_2CO_3, $K_a = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$
HF, $K_a = 3{,}5 \cdot 10^{-4}$
$HClO_2$, $K_a = 1{,}1 \cdot 10^{-2}$
CH_3-COOH, $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

Solución

Como se ha visto, a mayor K_a, más fuerte es el ácido, luego

$$HClO_2 > HF > CH_3\text{-}COOH > H_2CO_3$$

Más fuerte→→→→→→Más débil.

Ejercicio 2

A la vista de las constantes de disociación de sus ácidos conjugados, ordene por fuerza (de mayor a menor) las siguientes bases:

NH_3, $K_a = 5{,}9 \cdot 10^{-10}$
HS^-, $K_a = 1{,}1 \cdot 10^{-7}$
CN^-, $K_a = 4{,}0 \cdot 10^{-10}$
F^-, $K_a = 3{,}5 \cdot 10^{-4}$

Solución

Como se ha visto, a mayor K_a, más fuerte es el ácido, luego más débil será la base conjugada

Para los ácidos: **más K_a, más fuerte**

$$HF > H_2S > NH_4^+ > HCN$$

Más fuerte→→→→→→Más débil

Para las bases: **más K_a, más débil**

$$CN^- > NH_3 > HS^- > F^-$$

Más fuerte→→→→→→Más débil

Ejercicio 3

Ordene por su fuerza (de mayor a menor) los siguientes ácidos:

$H_2AsO_4^-$, $pK_a = 7{,}3$

$HClO_2$, $pK_a = 1{,}9$

HNO_2, $pK_a = 3{,}4$

HPO_4^-, $pK_a = 12{,}3$

Solución

Como se ha visto, a **mayor K_a, más fuerte** es el ácido. Teniendo en cuenta que el pK_a es el logaritmo negativo de K_a, a **menor pK_a, más ácido.**

Para los ácidos: **menos pK_a, más fuerte**

$$HClO_2 > HNO_2 > H_2AsO_4^- > HPO_4^-$$

Más fuerte➔➔➔➔➔➔Más débil

Ejercicio 4

Ordene por su fuerza (de mayor a menor) las bases conjugadas a la vista de los pK_a de sus ácidos:

$C_6H_5COO^-$, $pK_a = 4{,}7$

$C_6H_5CO^-$, $pK_a = 10{,}0$

IO_3^-, $pK_a = 0{,}8$

F^-, $pK_a = 3{,}2$

Solución

Como se ha visto, a **mayor K_a, más fuerte** es el ácido. Teniendo en cuenta que el pK_a es el logaritmo negativo de K_a, a **menor pK_a, más ácido**, luego más débil será la base conjugada.

Para los ácidos: **menos pK_a, más fuerte**

$$HIO_3 > HF > C_6H_5COOH > C_6H_5COH$$

Más fuerte➔➔➔➔➔➔Más débil

Para las bases: **menos pK_a, más débil**

$$C_6H_5CO^- > C_6H_5COO^- > F^- > IO_3^-$$

Más fuerte➔➔➔➔➔➔Más débil

4. IONIZACIÓN DEL AGUA

Una de las características del agua es su baja conductividad. Sin embargo, el agua no es totalmente aislante por lo que es de suponer que está parcialmente disociada según el siguiente equilibrio (ver también Figura 8):

$$H_2O + H_2O \leftrightarrows OH^- + H_3O^+$$

Ácido + Base   Base + Ácido

La baja conductividad eléctrica del agua se justifica según la teoría de Brönsted y Lowry por su carácter anfótero, y la posibilidad de transferencia de protones entre dos moléculas de agua, es decir experimentan **autoionización** o **autoprotólisis**.

El grado de autoprotólisis del agua a 25 °C es pequeño y es correcto suponer que la concentración del agua cuando actúa como disolvente es muy grande y no varía.

$$[H_2O] = \frac{1{,}000 \text{ g}}{1 \text{ L } H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 55 \text{ mol/L}$$

En el equilibrio y aplicando la **Ley de Acción de Masas**, la constante del agua vendrá dada por la ecuación:

$$K = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{[H_2O]^2}$$

Como el valor de la concentración del agua es muy grande, si se compara con las concentraciones de los iones hidróxido e hidronio, ésta puede ser considerada constante en disoluciones diluidas, y englobarse en la constante de equilibrio,

$$Kw = K \cdot [H_2O]_2 = [OH^-][H_3O]^+$$

Esta nueva constante, $\mathbf{K_w}$, se denomina **producto iónico del agua**

$$\text{a 25 °C, } Kw = 10^{-14}$$

La constante del producto iónico del agua se mantiene en las disoluciones acuosas y facilita el cálculo de la concentración de iones hidróxido e hidronio en ellas, pues en el equilibrio se puede suponer que,

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Las disoluciones cuya concentración de iones hidronio sean igual a la del agua pura se llaman **neutras** (10^{-7} M), las que son mayores a esta concentración, ácidas y la que son menores **básicas**.

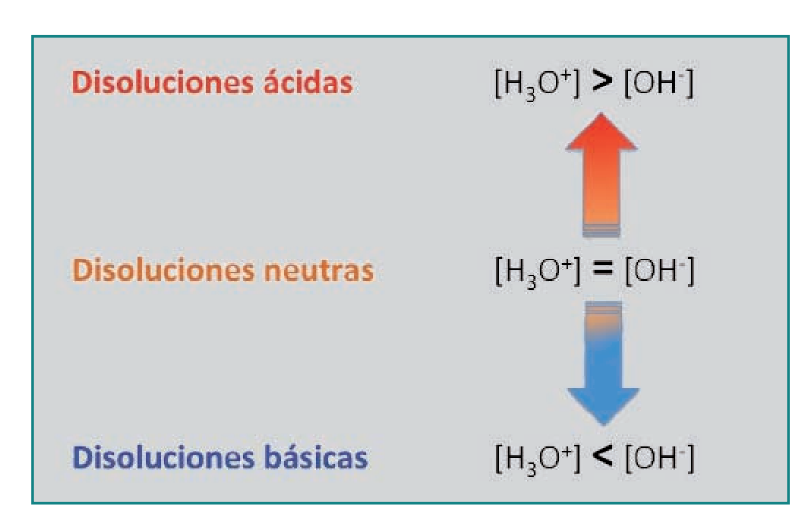


Figura 18. Carácter ácido y básico de las disoluciones.

El producto iónico del agua también permite relacionar la constante de disociación de un ácido y su base conjugada en una disolución acuosa.

$$HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+ \qquad K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

$$A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^- \qquad K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^- \qquad K_W = [H_3O^+][OH^-]$$

Figura 19. Relación de las constantes de un ácido y su base conjugada.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = K_a \cdot K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \times \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Esta relación permite simplificar las ecuaciones de equilibrio de muchos sistemas ácido–base.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Sabiendo que la constante de disociación de un ácido, HA, es $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, calcular el pK_b de su base conjugada.

Solución

$$HA + H_2O \leftrightarrows A^- + H_3O^+ \qquad K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = K_a \cdot K_b$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$$

$$pK_b = -\log K_b = 9{,}2$$

Ejercicio 2

Calcular la concentración de iones hidróxido (OH^-) de una base fuerte de concentración 0,2 M.

Solución

Si es una base fuerte, se puede considerar que está totalmente disociada y la concentración de hidróxido será

$$B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$$

$$[B] = C_i \approx [BH^+] = [OH^-]$$

Luego,

$$[OH^-] = 0{,}2 \text{ M}$$

Ejercicio 3

Calcular la concentración de hidronio de una disolución de 0,01 mol/L de ácido nítrico (HNO_3).

Solución

El ácido nítrico es un ácido fuerte y estará totalmente disociado

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$$

$$C_i \approx [NO_3^-] = [H_3O^+] = 0{,}01 \text{ M}$$

Luego,

$$[H_3O^+] = 0{,}01 \text{ M}$$

Ejercicio 4

Indique si la disolución es básica o ácida calculando la concentración de hidróxido e hidronio de las siguientes sustancias:

a) sustancia A, $[OH^-] = 0{,}02$ M

b) sustancia B, $[H_3O^+] = 2{,}2 \cdot 10^{-7}$ M

c) sustancia C, $[OH^-] = 3{,}5 \cdot 10^{-12}$ M

Solución

Utilizando el producto iónico del agua se calcula la concentración de hidronio y se compara con las condiciones de neutralidad, $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M.

a) $K_w = [H_3O^+][OH^-]$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0{,}02} = 5 \cdot 10^{-13}\text{M} << 10^{-7}\text{M}$$

Es una disolución básica.

b) $[H_3O^+] = 2{,}2 \cdot 10^{-7} \text{ M} > 10^{-7} \text{ M}$

Es una disolución ácida.

c) $$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3{,}5 \cdot 10^{-12}} = 2{,}8 \cdot 10^{-3}\text{M} > 10^{-7}\text{M}$$

Es una disolución ácida.

5. DETERMINACIÓN DEL pH Y pOH

5.1. Concepto de pH

Como se ha visto en el apartado anterior, la constante del producto iónico del agua se mantiene en las disoluciones acuosas y facilita el cálculo de la concentración de iones hidróxidos e hidronios.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

En 1909, el químico danés **Sören Peter Lauritz Sörensen** propuso expresar la concentración de hidronio introduciendo el concepto de índice de hidrógeno o **pH**, que se define como el logaritmo del inverso de la concentración de hidronio que contiene un líquido.

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log[H_3O^+]$$

El **pH** es el algoritmo decimal de la concentración de iones H_3O^+ cambiado de signo.

De forma análoga, como **pOH**, se puede expresar la concentración de iones hidróxidos.

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = -\log[OH^-]$$

Luego considerando el producto iónico del agua a 25 °C, se puede decir que,

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

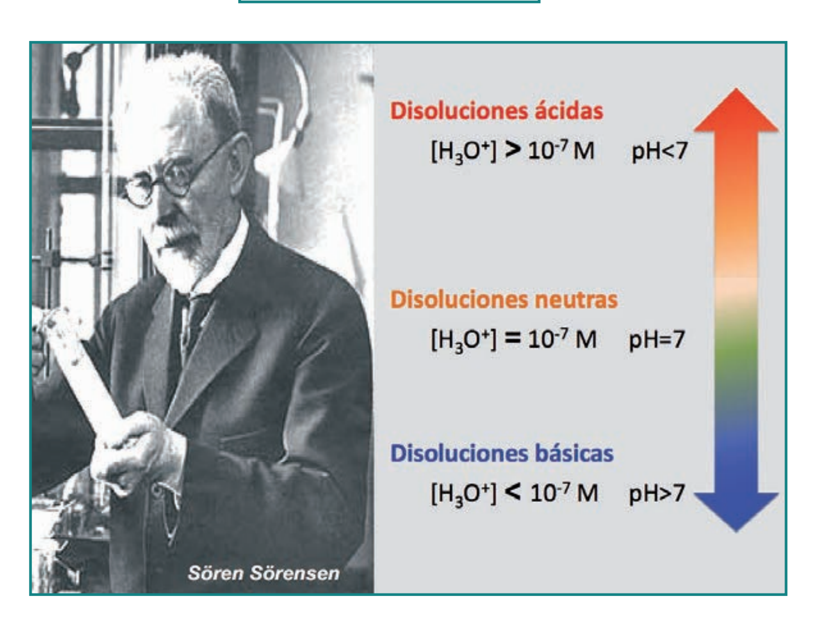


Figura 20. Carácter ácido, básico y pH de las disoluciones.

Cuanto mayor es el carácter ácido de una sustancia, **menor es su pH.**
Cuanto mayor es el carácter básico de una sustancia, **mayor es su pH.**

En la Tabla 3 se recogen las correspondencias entre pH, concentración de hidronio, concentración de hidróxido y pOH.

Tabla 3. Escalas de pH y pOH y su relación con las concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ a 25 °C

	pH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pOH
+ Ácida	**0**	**1**	**10^{-14}**	**14**
	1	10^{-1}	10^{-13}	13
	2	10^{-2}	10^{-12}	12
↑	3	10^{-3}	10^{-11}	11
	4	10^{-4}	10^{-10}	10
	5	10^{-5}	10^{-9}	9
	6	10^{-6}	10^{-8}	8
Neutra	**7**	**10^{-7}**	**10^{-7}**	**7**
	8	10^{-8}	10^{-6}	6
	9	10^{-9}	10^{-5}	5
↓	10	10^{-10}	10^{-4}	4
	11	10^{-11}	10^{-3}	3
	12	10^{-12}	10^{-2}	2
	13	10^{-13}	10^{-1}	1
+ Básica	**14**	**10^{-14}**	**1**	**0**

5.2. Medida del pH

La acidez y basicidad de una disolución es un dato muy importante a controlar en cualquier laboratorio químico, biológico o industrial, ya que muchas de las reacciones químicas sólo tienen lugar a un pH o intervalo de pH determinado.

Una medida cualitativa de la acidez y basicidad de una disolución puede ser obtenida utilizando un **papel indicador de pH**, papel tornasol o universal. Si el papel indicador vira al rojo la disolución es ácida, si vira a azul es básica. La mayoría de los papeles indicadores tienen una escala del 1 al 14 (Figura 21).

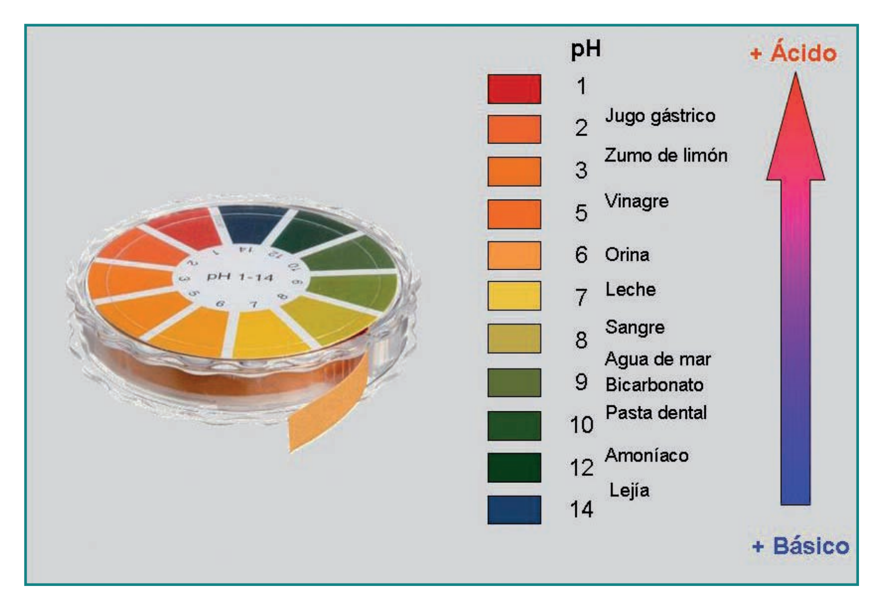


Figura 21. Papel indicador y escala de pH.

Otra forma para conocer el pH es la utilización de **indicadores ácido–base** que cubren todo el intervalo de pH (Tabla 4) y permiten la determinación volumétrica de la concentración de ácido o base.

Tabla 4. Principales indicadores ácido-base

Nombre	Color ácido	Color básico	Intervalo de pH del viraje
Violeta de metilo	Amarillo	Azul	0,1-1,5
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2-2,8
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,1-4,4
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul violeta	3,0-4,6
Rojo Congo	Azul violeta	Rojo	3,0-5,0
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2-6,3
Rojo de fenol	Amarillo	Rojo	6,8-8,4
Rojo de cresol	Amarillo	Rojo	7,2-8,8
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo púrpura	8,0-9,8
Amarillo de Alizarina R	Amarillo	Rojo	10,0-12,1
Carmín de índigo	Azul	Amarillo	11,6-14,0

Sin embargo, la forma más precisa de medir el pH es mediante un **pHmetro** (pehachímetro). Utilizando un electrodo combinado de vidrio (Figura 22) se puede medir la diferencia de potencial de la disolución. De una forma sencilla y rápida se lee en la escala graduada en unidades de pH la concentración de iones hidronio. El aparato debe calibrarse previamente con disoluciones de pH conocido (Figura 23).

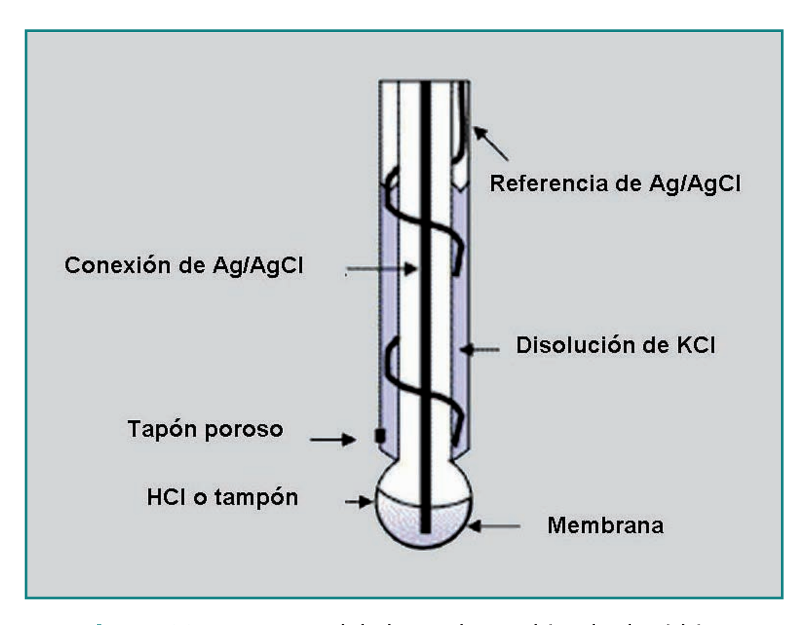


Figura 22. Estructura del electrodo combinado de vidrio.

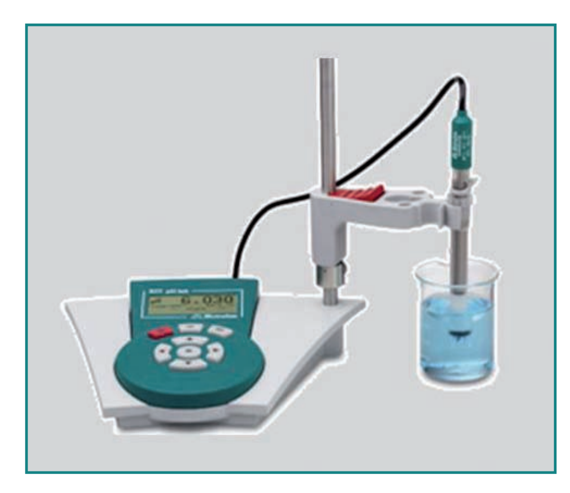


Figura 23. pHmetro.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Una disolución ácida contiene $3{,}0 \cdot 10^{-4}$ M de iones hidronio. Calcular el pH y pOH de la disolución.

Solución

Se aplica la definición de pH

$$pH = \log \frac{1}{\left[H_3O^+\right]} = -\log\left[H_3O^+\right] = -\log(3{,}0 \cdot 10^{-4}) = 3{,}5$$

pH = 3,5

La relación del pH con el pOH viene dada por el producto iónico del agua:

$$pH + pOH = 14;\ pOH = 14\text{-}pH = 14\text{-}3{,}5 = 10{,}5$$

pOH = 10,5

Por definición el pOH = -log[OH^-]; [OH^-] = $10^{-pOH} = 10^{-10{,}5} = 3{,}2 \cdot 10^{-10}$ M

[OH^-] = $3{,}2 \cdot 10^{-10}$ M

Ejercicio 2

Una disolución con pH 14, ¿es ácida o básica?¿Qué color daría con el indicador universal?

Solución

Se aplica la definición de pH

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Si el pH es 14, esto indica que la concentración [H_3O^+] = 10^{-14} M.

Es una concentración muy pequeña de iones hidronio, será una disolución muy básica y dará color azul con el indicador universal.

Ejercicio 3

Calcular el pH y el pOH de las siguientes disoluciones:

a) Una disolución de HCl 0,001 M.

b) Una disolución de NaOH 0,1 M.

Solución

a) El ácido clorhídrico (HCl) es un ácido fuerte y estará totalmente disociado. Se considera que la concentración de hidronio será la concentración inicial de la disolución.

$$C_i \approx [H_3O^+]$$

Se aplica la definición de pH

$$pH = \log \frac{1}{\left[H_3O^+\right]} = -\log\left[H_3O^+\right]$$

$0{,}001\ M = 10^{-3} M$

$pH = -\log(10^{-3}) = 3$

pH = 3,0

La relación del pH con el pOH viene dada por el producto iónico del agua:

$$pH + pOH = 14;\ pOH = 14 - pH = 14 - 3{,}0 = 11$$

pOH=11

b) La sosa o hidróxido sódico (NaOH) es una base fuerte y estará totalmente disociada. Se considera que la concentración de hidróxido será la concentración inicial de la disolución.

$$C_i \approx [OH^-]$$

Se aplica la definición de pOH

$$0{,}1\ M = 10^{-1} M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[10^{-1}] = 1$$

pOH = 1,0

La relación del pH con el pOH viene dada por el producto iónico del agua:

$$pH + pOH = 14;\ pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}0 = 13$$

pH = 13

Ejercicio 4

Para una disolución de amoníaco 0,2 M, cuya constante de disociación, K_b es $1{,}7 \cdot 10^{-5}$, determinar: *a)* la concentración de iones OH^-, *b)* la concentración de iones H_3O^+ y *c)* el grado de disociación.

Solución

a) El amoníaco, NH_3, es una base débil con un valor de $K_b = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$, que se disocia según el siguiente equilibrio:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH^{4+} + OH^-$$

	NH_3		NH^{4+}	OH^-
[inicial]	0,2		0	0
[equilibrio]	(0,2-x)		x	x

Sabiendo que en el equilibrio $[NH_4^+] = [OH^-]$ y sustituyendo los valores en la expresión de la constante K_b,

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1{,}7 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0{,}2 - x)} = \frac{x^2}{(0{,}2 - x)}$$

Despejando, se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 1{,}7{\cdot}10^{-5} - 3{,}4{\cdot}10^{-6} = 0$$

cuya solución da,

$x = [OH^-] = 1{,}83{\cdot}10^{-3}$ M **$[OH^-] = 1{,}83{\cdot}10^{-3}$ M**

b) Utilizando el producto iónico del agua calculamos la concentración de hidronio:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{1{,}83 \cdot 10^{-3}} = 5{,}5 \cdot 10^{-12}\ M$$

$[H_3O^+] = 5{,}5{\cdot}10^{-12}$ M

c) El grado de disociación vendrá dado por la ecuación:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[NH_3]_i} = \frac{1{,}83 \cdot 10^{-3}}{0{,}2} = 9{,}15 \cdot 10^{-3}$$

$\alpha = 9{,}15{\cdot}10^{-3}$

Obsérvese que como el amoníaco es una base débil, el valor α es menor que 1.

Ejercicio 5

Para una disolución de ácido acético 0,1 M, cuyo pK_a es 4,8, determinar: *a)* la concentración de iones H_3O^+, *b)* la concentración de iones OH^- y *c)* el grado de disociación.

Solución

a) El ácido acético, CH_3COOH, es un ácido débil con un valor de $pK_a = 4{,}8$, es decir, su valor de K_a es $1{,}8{\cdot}10^{-5}$, (pK es el logaritmo negativo de K) que se disocia según el siguiente equilibrio:

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

	CH_3COOH		CH_3COO^-	H_3O^+
[inicial]	0,1		0	0
[equilibrio]	(0,1-x)		x	x

Sabiendo que en el equilibrio $[CH_3CO^-] = [H_3O^+]$ y sustituyendo los valores en la expresión de la constante K_a,

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0,1-x)} = \frac{x^2}{(0,1-x)}$$

Despejando, se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} - 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

cuya solución da,

$x = [H_3O^+] = 1,35 \cdot 10^{-3}$ M **$[H_3O^+] = 1,35 \cdot 10^{-3}$ M**

b) Utilizando el producto iónico del agua calculamos la concentración de hidróxido

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-3}} = 7,4 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$[OH^-] = 7,4 \cdot 10^{-12}$ M

c) El grado de disociación vendrá dado por la ecuación:

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{[CH_3COOH]_i} = \frac{1,35 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,35 \cdot 10^{-2}$$

$\alpha = 1,35 \cdot 10^{-2}$

Obsérvese que como el ácido acético es una ácido débil, el valor α es menor que 1

Ejercicio 6

Calcular el pH de una disolución de ácido cianhídrico 0,1 M. La constante de disociación del ácido cianhídrico (K_a) es $4,0 \cdot 10^{-10}$.

Solución

a) El ácido cianhídrico, HCN, es un ácido débil con un valor de K_a es $4,0 \cdot 10^{-10}$, que se disocia según el siguiente equilibrio:

	HCN + H_2O	$\leftrightarrows$ CN^-	+ H_3O^+
[inicial]	0,1	0	0
[equilibrio]	(0,1-x)	x	x

Sabiendo que en el equilibrio $[CN^-] = [H_3O^+]$ y sustituyendo los valores en la expresión de la constante K_a,

$$K_a = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

$$4,0 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{(0,1-x)} = \frac{x^2}{(0,1-x)}$$

Despejando, se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 4{,}0{\cdot}10^{-10}\text{-}4{,}0{\cdot}10^{-11} = 0$$

cuya solución es,

$x = [\ H_3O^+] = 6{,}32{\cdot}10^{-6}$ M **$[H_3O^+] = 6{,}32{\cdot}10^{-6}$ M**

El pH vendrá dado por,

$pH = -\log[H_3O^+] = 5{,}2$ **pH = 5,2**

Ejercicio 7

Calcular el pH de una disolución de anilina ($C_6H_5NH_2$) 0,1 M, cuyo K_b es $3{,}8{\cdot}10^{-10}$.

Solución

a) La anilina, $C_6H_5NH_2$, es una base débil con un valor de K_b es $3{,}8{\cdot}10^{-10}$, que se disocia según el siguiente equilibrio:

$$C_6H_5NH_2 + H_2O \leftrightarrows C_6H_5NH_3^+ + OH^-$$

[inicial]	0,1	0	0
[equilibrio]	(0,1-x)	x	x

Sabiendo que en el equilibrio $[C_6H_5NH_3^+] = [OH^-]$ y sustituyendo los valores en la expresión de la constante K_b,

$$K_b = \frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$3{,}8 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{(0{,}1 - x)} = \frac{x^2}{(0{,}1 - x)}$$

Despejando, se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 3{,}8{\cdot}10^{-10}\text{-}3{,}8{\cdot}10^{-11} = 0$$

cuya solución es,

$x = [OH^-] = 6{,}16{\cdot}10^{-6}$ M **$[OH^-] = 6{,}16{\cdot}10^{-6}$ M**

El pOH vendrá dado por,

$pOH = -\log[OH^-] = 5{,}2$ **pOH = 5,2**

luego el pH de la disolución será

$$pH = 14\text{-}pOH$$

$pH = 14\text{-}5{,}2 = 8{,}8$ **pH = 8,8**

6. HIDRÓLISIS

Las sales como cualquier otro electrolito, al disolverse en el agua, se disocian en iones positivos (cationes) e iones negativos (aniones).

SAL + H_2O $\leftrightarrows$ CATIÓN + ANIÓN

Cuando se prepara una disolución acuosa de cloruro sódico (NaCl), el cloruro sódico se disocia dando iones sodio (Na^+) e iones cloruro (Cl^-) que se hidratan, manteniéndose separados en el seno de la disolución debido a la atracción ion–dipolo característica de los metales alcalinos y alcalinotérreos (ver Figura 7). El cloruro sódico es una sal que procede de un ácido fuerte (HCl) y de una base fuerte (NaOH) y su disolución resultante tiene un pH neutro.

Sin embargo, algunas de las sales, al disolverse en agua, manifiestan carácter ácido o básico. Este fenómeno se denomina **hidrólisis**.

Según la teoría de Brönsted–Lowry, la hidrólisis de las sales es simplemente una reacción ácido base que tiene lugar entre los iones de una sal (cationes o aniones) y el agua.

> **La hidrólisis de las sales** es simplemente una reacción ácido base que tiene lugar entre los iones de una sal (cationes o aniones) y el agua.

Se pueden distinguir dos tipos de hidrólisis: **hidrólisis ácida** e **hidrólisis básica.**

6.1. Hidrólisis ácida

La hidrólisis ácida se produce cuando el catión de una sal se comporta como un ácido de Brönsted y cede un protón al agua.

AB	+	H_2O	→	A^-	+	B^+
Sal		Agua		Anión		Catión
B^+	+	H_2O	⇆	HB	+	H_3O^+
Ácido 1		Base 2		Base 1		Ácido 2

El cloruro amónico, NH_4Cl, es un ejemplo de hidrólisis ácida. Al disolverse en agua da un catión (**NH_4^+**) que en disolución acuosa se comporta como el ácido conjugado de una base débil (**NH_3**). El anión (Cl^-) al proceder de un ácido fuerte (HCl) queda inalterado en disolución.

NH_4Cl	+	H_2O	→	Cl	+	NH_4^+
NH_4^+	+	H_2O	⇆	NH_3	+	H_3O^+
Ácido 1		Base 2		Base 1		Ácido 2

Una sal que proceda de ácido fuerte y base débil producirá variaciones en el pH, dando carácter ácido, es decir, pH < 7.

> Un catión dará **hidrólisis ácida** cuando provenga de una **base débil.**

Para calcular el pH de este tipo de disoluciones consideramos el equilibrio ácido–base y la ecuación de su constante:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

$$K_h = K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

Multiplicando y dividiendo por la concentración de hidróxido se puede relacionar la constante de hidrólisis (K_h), que es igual a la constante de disociación del ácido (K_a), con la de la base (K_b) utilizando el producto iónico del agua (K_w).

$$K_h = K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \cdot \frac{[OH^-]}{[OH^-]} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

A la vista de esta ecuación, se puede decir que cuanto más débil sea la base de que procede la sal (menor K_b), mayor será la acidez de la disolución (mayor K_a).

6.2. Hidrólisis básica

La hidrólisis básica se produce cuando el anión de una sal se comporta como una base de Brönsted y acepta un protón del agua.

AB	+	**H_2O**	→	**A^-**	+	**B^+**
Sal		Agua		Anión		Catión
A^-	+	**H_2O**	⇆	**HA**	+	**OH^-**
Base 1		Ácido 2		Ácido 1		Base 2

El acetato sódico, CH_3COONa, es un ejemplo de hidrólisis básica. Al disolverse en agua da un catión (Na^+) que al proceder de una base fuerte (NaOH) queda inalterado en la disolución. Por otra parte da un anión (**CH_3COO^-**) que en disolución acuosa se comporta como la base conjugada de un ácido débil (**CH_3COOH**).

CH_3COONa	+	H_2O	→	**CH_3COO^-**	+	**Na^+**
CH_3COO^-	+	**H_2O**	⇆	**CH_3COOH**	+	**OH^-**
Base 1		Ácido 2		Ácido 1		Base 2

Un anión dará **hidrólisis básica** cuando provenga de un **ácido débil.**

Una sal que proceda de una base fuerte y un ácido débil producirá variaciones en el pH, dando carácter básico, es decir, pH > 7.

Para calcular el pH de este tipo de disoluciones consideramos el equilibrio ácido–base y la ecuación de su constante

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

$$K_h = K_b = \frac{[CH_3COO^-][OH^-]}{[CH_3COOH]}$$

Multiplicando y dividiendo por la concentración de hidronio se puede relacionar la constante de hidrólisis (K_h), que es igual a la constante de disociación de la base (K_b), con la del ácido (K_a) utilizando el producto iónico del agua (K_w).

$$K_h = K_b = \frac{[CH_3COO^-][OH^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[CH_3COO^-][OH^-]}{[CH_3COOH]} \cdot \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

A la vista de esta ecuación, se puede decir que cuanto más débil sea el ácido del que procede la sal (menor K_a), mayor será la basicidad de la disolución (mayor K_b).

6.3. Hidrólisis de sal de ácido y base débil

Cuando se disuelva una sal procedente de un ácido débil y de una base débil, es posible que sus cationes y aniones se hidrolicen en el agua, dando lugar a efectos contrapuestos, básico o ácido, prevaleciendo en este caso el efecto más intenso.

AB	+	H_2O	$\rightarrow$	A^-	+	B^+
Sal		Agua		Anión		Catión
B^+	+	H_2O	$\leftrightarrows$	HB	+	H_3O^+
Ácido 1		Base 2		Base 1		Ácido 2
A^-	+	H_2O	$\leftrightarrows$	HA	+	OH^-
Base 1		Ácido 2		Ácido 1		Base 2

El acetato amónico (CH_3COONH_4) es un ejemplo de este tipo de hidrólisis. Al disolverse en agua da un catión (**NH_4^+**) que procede de una base débil (**NH_3**). Por otra parte, da un anión (**CH_3COO^-**) que en disolución acuosa se comporta como la base conjugada de un ácido débil (**CH_3COOH**).

CH_3COONH_4	+	H_2O	$\rightarrow$	CH_3COO^-	+	NH_4
CH_3COO^-	+	H_2O	$\leftrightarrows$	CH_3COOH	+	OH^-
Base 1		Ácido 2		Ácido 1		Base 2
NH_4^+	+	H_2O	$\leftrightarrows$	NH_3	+	H_3O^+
Ácido 1		Base 2		Base 1		Ácido 2

Para calcular el pH de este tipo de disoluciones consideramos el equilibrio ácido–base y la ecuación de su constante

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NH_3$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NH_3]}{[CH_3COO^-][NH_4^+]}$$

Multiplicando y dividiendo por la concentración de hidronio e hidróxido se puede relacionar la constante de hidrólisis (K_h), con la constante de disociación de la base (K_b) y con la del ácido (K_a) utilizando el producto iónico del agua (K_w).

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NH_3]}{[CH_3COO^-][NH_4^+]} = \frac{[CH_3COOH][NH_3]}{[CH_3COO^-][NH_4^+]} \times \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_3O^+][OH^-]}$$

O lo que es lo mismo,

$$K_h = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-][H_3O^+]} \times \frac{[NH_3]}{[OH^-][NH_4^+]} \times [H_3O^+][OH^-] = \frac{1}{K_a} \times \frac{1}{K_b} \times K_w$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

A la vista de la anterior ecuación se puede resumir que cuando las constantes de disociación de la base débil y del ácido débil son del mismo valor, la disolución será neutra. Cuando el valor de la constante de disociación del ácido débil sea mayor que la constante de disociación de la base débil la disolución será ácida, y viceversa.

$K_a = K_b$.	**disolución NEUTRA**	**pH = 7**
$K_a > K_b$.	**disolución ÁCIDA**	**pH < 7**
$K_a < K_b$.	**disolución BÁSICA**	**pH > 7**

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Sabiendo que la K_a del ácido cianhídrico es $4{,}0 \cdot 10^{-10}$ ¿qué pH tendrá una disolución de cianuro potásico (KCN)?

Solución

El cianuro potásico es una sal de ácido débil (HCN) y base fuerte (KOH). En disolución acuosa se encuentra totalmente disociado. El catión no experimenta hidrólisis, pero el anión cianuro se comporta como una base dando carácter básico a la disolución.

$$KCN \rightarrow K^+ + CN^-$$

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-$$

pH >7

Ejercicio 2

Se han preparado tres disoluciones acuosas, una de acetato sódico (CH_3COONa), otra de fluoruro potásico (KF) y otra de cianuro sódico (NaCN). Indique si tendrán carácter ácido o básico y ordénelas de mayor a menor pH. En la Tabla 1 encontrará las constantes de disociación, K_a, que necesitará utilizar.

Solución

Las tres sales provienen de ácido débil (CH_3COOH, HF y HCN) y base fuerte (NaOH y KOH). En disolución acuosa se encuentra totalmente disociado. Los cationes no experimentarán hidrólisis, pero los aniones (CH_3COO^-, F^- y CN^-) se comportarán como una base dando carácter básico a la disolución

$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$ $\quad K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

$F^- + H_2O \leftrightarrows HF + OH^-$ $\quad K_a = 3{,}5 \cdot 10^{-4}$

$CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-$ $\quad K_a = 4{,}0 \cdot 10^{-10}$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

A la vista de esta ecuación, se puede decir que cuanto más débil sea el ácido del que procede la sal (menor K_a), mayor será la basicidad de la disolución (mayor K_b). Las disoluciones más básicas serán las de mayor pH.

$$K_{bF^-} > K_{bCH_3COO^-} > K_{bCN^-}$$

$$\mathbf{pH_{F^-} > pH_{CH_3COO^-} > pH_{CN^-}}$$

Ejercicio 3

Sabiendo que la constante de disociación, K_a, del amoníaco es $6{,}3 \cdot 10^{-10}$ ¿qué pH tendrá una disolución de nitrato amónico (NH_4NO_3)?

Solución

El nitrato amónico es una sal de base débil (NH_3) y ácido fuerte (HNO_3). En disolución acuosa se encuentra totalmente disociado. El anión no experimenta hidrólisis, pero el ion amonio se comporta como un ácido dando carácter ácido a la disolución

$$NH_4NO_3 \rightarrow NH_4^+ + NO_3^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$$

$$\mathbf{pH < 7}$$

Ejercicio 4

¿Qué pH tendrá una disolución de nitrato potásico (KNO_3)?

Solución

El nitrato potásico es una sal de base fuerte (KOH) y ácido fuerte (HNO_3). En disolución acuosa se encuentra totalmente disociado. Ni el catión, ni el anión experimentan hidrólisis. La disolución de la sal será neutra.

$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$$

$$\mathbf{pH = 7}$$

En este tema tienes que recordar

- **Ácido (según Arrhenius).** Sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones hidrógeno (H^+).
- **Ácido (según Brönsted–Lowry).** Sustancia capaz de ceder protones (H^+).
- **Ácido conjugado.** Especie formada cuando una base acepta un protón.
- **Ácido débil.** Ácido que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociado. Su grado de disociación (α) y su constante de acidez (K_a) serán menor que la unidad.
- **Ácido fuerte.** Ácido que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado. Su grado de disociación (α) es igual a la unidad y su constante de ionización, mayor que uno. Tienen gran tendencia a ceder protones (H^+).
- **Álcali.** Nombre por el que también se conocen a los óxidos e hidróxidos de metales alcalinos.
- **Anión.** Especie iónica negativa.
- **Autoprotólisis o autoionización.** Cuando una sustancia puede comportarse como ácido o base (sustancias anfóteras o anfiprótidas) pueden autoionizarse dando un par de especies ionicas.
- **Base (según Arrhenius).** Sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones hidróxido u oxhidrilo (OH^-).
- **Base (según Brönsted–Lowry).** Sustancia que es capaz de aceptar protones.
- **Base conjugada.** Una base conjugada es la especie formada cuando un ácido pierde un protón.
- **Base débil.** Base que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada. Su grado de disociación (α) y su constante de basicidad (K_b) serán menor que la unidad.
- **Base fuerte.** Base que en disolución acuosa se encuentra totalmente disociada. Su grado de disociación (α) es igual a la unidad y su constante de ionización, mayor que uno. Tienen gran tendencia a aceptar protones (H^+).)
- **Catión.** Especie iónica positiva.
- **Constante de acidez o constante de disociación ácida (K_a).** Constante de equilibrio del proceso de disociación de un ácido en una disolución acuosa.
- **Constante de basicidad o constante de disociación básica (K_b).** Constante de equilibrio del proceso de disociación de una base en una disolución acuosa.
- **Constante de disociación o ionización.** Constante del equilibrio de disociación de un ácido o base. Da una medida de la disociación de los ácidos (constante de acidez) y de las bases (constante de basicidad) y por tanto una medida comparada de su fuerza respecto al agua.
- **Constante de equilibrio.** Expresión algebraica que describe la relación de concentración entre reactivos y productos en el equilibrio químico.
- **Dipolo.** Sistema molecular que presenta un extremo con carga positiva y otro con carga negativa

- **Disociación o ionización electrolítica.** Capacidad de algunas sustancias (electrolitos) de formar iones por acción de un disolvente.
- **Efecto nivelador del disolvente.** Efecto de un disolvente donde la fuerza de distintos ácidos queda igualada al estar totalmente disociados.
- **Electrolito.** Sustancia que cuando se disuelve en agua u otro disolvente, sus moléculas se disocian en una parte con carga positiva (catión) y una parte negativa (anión), lo que justifica la conductividad eléctrica de las disoluciones electrolíticas.
- **Electrolito débil.** Sustancia que sólo se ionizan en parte en la disolución.
- **Electrolito fuerte.** Sustancia que se disocia totalmente en la disolución.
- **Equilibrio químico.** Estado de la reacción química en el cual la relación de concentración de reactivos y productos es constante.
- **Fuerza de un ácido (según Brönsted y Lowry).** Tendencia del ácido a ceder protones. Conforme a esta teoría, la tendencia a ceder protones es relativa y la fuerza de un ácido debe ser comparada con la de su base conjugada.
- **Fuerza de una base (según Brönsted y Lowry).** Tendencia de la base a aceptar protones. Conforme a esta teoría, la tendencia a tomar protones es relativa y la fuerza de la base debe ser comparada con la de su ácido conjugado.
- **Grado de disociación o ionización (α).** Relación que existe entre la cantidad de sustancia disociada y la cantidad total de sustancia puesta en disolución. El grado de disociación o de ionización, α, da idea de la cantidad de moléculas que se encuentran disociadas.
- **Hidrólisis (de sales).** Reacción ácido–base que tiene lugar entre los iones de una sal (cationes o aniones) y el agua.
- **Hidrólisis ácida.** Cuando el catión de una sal disociada se comporta como un ácido de Brönsted y cede un electrón al agua.
- **Hidrólisis básica.** Cuando el anión de una sal disociada se comporta como una base de Brönsted y acepta un protón del agua.
- **Hidronio u oxonio (H_3O^+).** Ion producto de reacción del agua con un ácido.
- **Hidróxido u oxhidrilo (OH^-).** Ion producto de reacción del agua con una base.
- **Ion o ión.** Átomo o agrupación de átomos que por pérdida o ganancia de uno o más electrones adquiere carga eléctrica. Pueden tener carga positiva (cationes) o negativa (aniones).
- **Neutralización (según Arrhenius).** Reacción entre un ácido y una base para formar una sal.
- **Neutralización (según Brönsted–Lowry).** Transferencia de un protón de un ácido a una base.
- **Oxhidrilo o hidróxido. (OH^-).** Ion producto de reacción del agua con una base.
- **Oxonio o hidronio (H_3O^+).** Ion producto de reacción del agua con un ácido.
- **pH.** Logaritmo decimal de la concentración de iones H_3O^+ cambiado de signo.
- **pHmetro**. Aparato para medir el pH de una disolución. Se basa en la medida de la diferencia de potencial entre dos electrodos (electrodo indicador y de referencia) sumergidos en la disolución.

- **Producto iónico del agua (K_w).** Producto de la concentración de iones hidronio (H_3O^+), por la concentración de iones hidróxidos (OH^-). Constante relacionada con el equilibrio de autoionización del agua. A 25 °C su valor es $1{,}00 \cdot 10^{-14}$.
- **Protón o hidrogenión (H^+).** Ion de hidrógeno cargado positivamente.
- **Sales (según Arrhenius).** Compuestos iónicos que carecen de las propiedades características de los ácidos y las bases. Se forman en la reacción de neutralización de un ácido con una base.
- **Sustancias anfóteras o anfiprótidas.** Sustancias que pueden comportarse como ácidos o como bases.

Desarrollo de competencias

1 Calcular el pH de una disolución 10^{-7} M de ácido clorhídrico, HCl.

Solución

El HCl, al ser un ácido fuerte, en disolución acuosa se disocia en su totalidad, produciendo una concentración de cationes hidronio de 10^{-7} mol/L. Sin embargo, como esta concentración es muy pequeña, hay que tener en cuenta la que proporciona el agua en su disociación:

$$2\,H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$$

Si a esta concentración se denomina x, entonces:

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

$$(10^{-7} + x)\cdot x = 10^{-14}$$

Así se obtiene una ecuación de segundo grado cuya resolución positiva da:

$$x\cdot 10^{-7} + x^2 - 10^{-14} = 0$$

$$x^2 + 10^{-7}x - 10^{-14} = 0$$

$$x = \frac{-10^{-7} \pm \sqrt{10^{-14} + 4\cdot 10^{-14}}}{2} = \frac{-10^{-7} \pm \sqrt{5\cdot 10^{-7}}}{2} = 0{,}618\cdot 10^{-7}$$

$$x = 0{,}61810^{-7}$$

Por lo que la concentración total de cationes hidronio en la disolución será:

$$[H_3O^+] = 10^{-7}\text{ mol/L} + 0{,}61810^{-7}\text{ mol/L} = 1{,}61810^{-7}\text{ mol/L}$$

Ahora ya se puede calcular el pH de la disolución:

$$pH = -\log\,[H_3O^+] = -\log\,(1{,}61810^{-7}) = 7 - \log 1{,}618 = 6{,}79$$

pH = 6,79

2 ¿Cuál es la concentración de iones OH^- en una disolución de pH = 10,40?

Solución

Como el pH = 10,40, entonces:

$$10{,}40 = -\log\,[H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-10{,}40} = 4\cdot 10^{-11}$$

O también se puede resolver de la forma:

$$[H_3O^+] = \text{antilog}\,(-10{,}40) = 4\cdot 10^{-11}\text{ M}$$

Por tanto:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{4\cdot 10^{-11}\text{M}} = 2{,}5\cdot 10^{-4}\text{ M}$$

También se puede calcular teniendo en cuenta que:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10,40 = 3,60$$

de donde:

$$[OH^-] = \text{antilog}\ (-3,60) = 2,5 \cdot 10^{-4}\ M$$

3 El ácido bórico en disolución acuosa libera un protón. En una disolución de H_3BO_3 0,1 M, la concentración de protones es $1,05 \cdot 10^{-5}$ M. Hallar la constante de equilibrio.

Solución

En disolución acuosa el ácido bórico se disocia según la ecuación:

$$H_3BO_3 + H_2O \leftrightarrows H_2BO_3^- + H_3O^+$$

Por lo que:

$$K_a = \frac{[H_2BO_3^-][H_3O^+]}{[H_3BO_3]}$$

Como:

$$[H_2BO_3^-] = [H_3O^+] = 1,05 \cdot 10^{-5}\ M \ \text{ y } \ [H_3BO_3] \approx 10^{-1}\ M$$

$$K_a = \frac{[H_2BO_3^-][H_3O^+]}{[H_3BO_3]} = \frac{1,05 \cdot 10^{-5} M \times 1,05 \cdot 10^{-5} M}{10^{-1} M}$$

$$K_a = 1,1 \cdot 10^{-9}$$

4 Calcular la constante de disociación del ácido hipocloroso, HClO, sabiendo que una disolución acuosa 0,30 M de este ácido tiene un pH de 4,02.

Solución

La concentración del catión hidronio en la disolución es:

$$[H_3O^+] = \text{antilog}\ (\text{-pH}) = \text{antilog}\ (-4,02) = 9,55 \cdot 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

Como el ácido hipocloroso en disolución acuosa se disocia según la ecuación:

$$HClO + H_2O \leftrightarrows ClO^- + H_3O^+$$

Y las concentraciones de las distintas especies en el equilibrio son:

$$[H_3O^+] = [ClO^-] = 9,55 \cdot 10^{-5}\ \text{mol/L y } [HClO] = 0,30\ \text{mol/L}$$

Se puede ya calcular el valor de la constante de disociación que será:

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} = \frac{9,55 \cdot 10^{-5} M \times 9,55 \cdot 10^{-5} M}{0,30\ M}$$

$$K_a = 3,04 \cdot 10^{-8}$$

5 La primera constante de acidez del H_2S tiene un valor de $9,1 \cdot 10^{-8}$ y la segunda de $1,1 \cdot 10^{-14}$, ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio del proceso?

$$H_2S + 2\ H_2O \leftrightarrows S^{2-} + H_3O^+$$

Solución

El H_2S se disocia en una primera etapa según la ecuación:

$$H_2S + H_2O \leftrightarrows HS^- + H_3O^+$$

Por lo que:

$$K_1 = \frac{[HS^-][H_3O^+]}{[H_2S]} = 9{,}1 \cdot 10^{-8}$$

En la segunda disociación la reacción es la siguiente:

$$HS^- + H_2O \leftrightarrows S^{2-} + H_3O^+$$

$$K_2 = \frac{[S^{2-}][H_3O^+]}{[HS^-]} = 1{,}1 \cdot 10^{-14}$$

Para el proceso global se tendrá que:

$$H_2S + 2\,H_2O \leftrightarrows S^{2-} + H_3O^+$$

$$K_2 = \frac{[S^{2-}][H_3O^+]}{[H_2S]}$$

Se puede comprobar fácilmente que:

$$K = K_1 \times K_2 = 9{,}1 \cdot 10^{-8} \times 1{,}1 \cdot 10^{-14} = 10^{-21}$$

$$\mathbf{K = 10^{-21}}$$

6 Teniendo en cuenta que el pH de una disolución 0,01 M de amoníaco es 10,63, calcular el valor de la constante K_b.

Solución

Como el pH tiene un valor de 10,63, podemos calcular el pOH, de acuerdo con la expresión:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 10{,}13 = 3{,}87$$

sabiendo el pOH, tenemos que:

$$[OH^-] = \text{antilog}\ (\text{-pOH}) = \text{antilog}\ (-3{,}87) = 1{,}35 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

El amoníaco en disolución acuosa se disocia según la ecuación:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

En el momento de alcanzarse el equilibrio de disociación:

$$[NH_4^+] \approx [OH^-] = 1{,}35 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/L}$$

$$[NH_3] = 10^{-2}\ \text{mol/L} - 1{,}35 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/L} = 9{,}865 \cdot 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante K_b:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{1{,}35 \cdot 10^{-4} mol/L \times 1{,}35 \cdot 10^{-4} mol/L}{9{,}865 \cdot 10^{-3} mol/L}$$

$$K_b = 1{,}84 \cdot 10^{-4}$$

7 Se ha preparado una disolución de ácido arsénico, H_3AsO_4, en la que un análisis de las especies presentes en el equilibrio nos ha dado las concentraciones siguientes en el equilibrio: $[H_3AsO_4] = 0{,}38$ M; $[H_2AsO_4^-] = 6{,}95 \cdot 10^{-3}$ M; $[HAsO_4^{2-}] = 2{,}8 \cdot 10^{-8}$ M; $[AsO_4^{3-}] = 6{,}0 \cdot 10^{-19}$ M y $[H_3O^+] = 0{,}0139$ M. Calcular el valor de las tres constantes de disociación del ácido arsénico.

Solución

Las tres reacciones sucesivas de disociación del ácido arsénico son:

$$H_3AsO_4 + H_2O \leftrightarrows H_2AsO_4^- + H_3O^+$$

$$H_2AsO_4^- + H_2O \leftrightarrows HAsO_4^{2-} + H_3O^+$$

$$HAsO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrows AsO_4^{3-} + H_3O^+$$

Por lo que las tres constantes serán:

$$K_1 = \frac{[H_2AsO_4^-][H_3O^+]}{[H_3AsO_4]} = \frac{6{,}95 \cdot 10^{-3} M \times 0{,}0139\ M}{0{,}38\ M} = 2{,}5 \cdot 10^{-4}$$

$$K_2 = \frac{[HAsO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2AsO_4^-]} = \frac{2{,}8 \cdot 10^{-8} M \times 0{,}0139\ M}{6{,}95 \cdot 10^{-3} M} = 5{,}6 \cdot 10^{-8}$$

$$K_3 = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]} = \frac{6 \cdot 10^{-19} M \times 0{,}0139\ M}{2{,}8 \cdot 10^{-8} M} = 3 \cdot 10^{-13}$$

$$K_1 = 2{,}5 \cdot 10^{-4};\ K_2 = 5{,}6 \cdot 10^{-8};\ K_3 = 3 \cdot 10^{-13}$$

8 Se prepara una disolución de 0,83 g de bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, en 1 litro de agua. Teniendo en cuenta que la primera constante de acidez del ácido carbónico es $4{,}3 \cdot 10^{-7}$. *a)* Razonar si la disolución acuosa obtenida será ácida, básica o neutra; *b)* calcular la concentración de iones hidrogenocarbonato presentes en la disolución.

Solución

a) El bicarbonato sódico en disolución acuosa se disocia según la ecuación.

$$NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$$

Hidrolizándose seguidamente el anión:

$$HCO_3^- + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3 + OH^-$$

La existencia de aniones OH^- le confiere a la disolución un **carácter básico.**

b) Debido a que el valor de K_h es muy pequeño, la hidrólisis del anión HCO_3^- casi no tiene lugar, por lo que la concentración de HCO_3^-, presente en la disolución será prácticamente la misma que la del bicarbonato sódico existente al comienzo, es decir que:

$$[HCO_3^-] = \frac{0{,}84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} = 10^{-2} \text{ M}$$

$$\mathbf{[HCO_3^-] = 10^{-2} \text{ M}}$$

9 Escribir la ecuación correspondiente y calcular la constante de hidrólisis de las disoluciones siguientes: *a)* acetato de sodio: K_a (CH_3–COOH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$; *b)* cianuro de potasio: K_a (HCN) = $4{,}0 \cdot 10^{-10}$; *c)* cloruro de amonio: K_b (NH_3) = $1{,}7 \cdot 10^{-5}$.

Solución

a) Acetato de sodio: K_a (CH_3–COOH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$. Se hidroliza según la ecuación:

$$HCO_3^- + H_2O \leftrightarrows H_2CO_3 + OH^-$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} = 5{,}56 \cdot 10^{-10}$$

b) Cianuro de potasio: K_a (HCN) = $4{,}0 \cdot 10^{-10}$. Se hidroliza el anión cianuro según la ecuación:

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4{,}0 \cdot 10^{-10}} = 2{,}5 \cdot 10^{-5}$$

c) Cloruro de amonio: K_b (NH_3) = $1{,}7 \cdot 10^{-5}$. Se hidroliza el catión amonio según la ecuación:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1{,}7 \cdot 10^{-5}} = 5{,}59 \cdot 10^{-10}$$

10 Si se tiene una disolución acuosa de amoníaco y se añade cloruro de amonio, razonar si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: *a)* el grado de disociación del amoníaco disminuye; *b)* el grado de disociación del amoníaco permanece constante, *c)* el pH de la disolución aumenta; *d)* el pH casi no varía si a la disolución final se le adiciona una pequeña cantidad de ácido clorhídrico; *e)* el pH experimenta una variación muy grande si a la disolución final se le adiciona una pequeña cantidad de hidróxido de sodio.

Solución

a) **Cierta.** La reacción de disociación del amoníaco en disolución acuosa es la siguiente:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

Si a esta disolución se añade cloruro de amonio, aumentará la concentración de cationes amonio en la disolución, por lo que el equilibrio de disociación del amoníaco se desplazará hacia la izquierda y, por lo tanto, el grado de disociación del amoníaco disminuye.

b) **No es cierta.** Por las mismas razones dadas en el apartado anterior.

c) **No es cierta.** Como el grado de disociación del amoníaco disminuye, la concentración de aniones OH^- provenientes de su disociación también será menor, por lo que, en consecuencia, disminuye también el pH.

d) **Cierta.** La disolución de amoníaco y cloruro de amonio es una disolución reguladora. Por lo tanto, al adicionar a esta disolución anterior una pequeña cantidad de ácido clorhídrico, el pH casi no varía.

e) **No es cierta.** Por la misma razón que hemos dado en el apartado anterior.

11 El ácido acético es un ácido débil, cuya constante de disociación es igual a $1{,}8 \cdot 10^{-5}$. *a)* Calcular el valor del pH de una disolución de dicho ácido 0,5 M. *b)* Calcular el pH de una disolución 0,5 M de ácido acético y 0,5 M de acetato de sodio.

Solución

a) En disolución acuosa, el ácido acético se disocia según la ecuación:

$$CH_3\text{–}COOH + H_2O \leftrightarrows CH_3\text{–}COO^- + H_3O^+$$

[inicial]	0,5	0	0
[equilibrio]	(0,5 – x)	x	x

Sabiendo que en el equilibrio $[CH_3\text{–}COO^-] = [H_3O^+]$ y sustituyendo los valores en la expresión de la constante K_b,

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1{,}8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0{,}5 - x)} = \frac{x^2}{(0{,}5 - x)}$$

Por lo que:

$$x^2 = 0{,}9 \cdot 10^{-5} - 1{,}8 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 + 1{,}8 \cdot 10^{-5}x - 0{,}9 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = \frac{-1{,}8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{1{,}8^2 \cdot 10^{-10} + 4 \times 0{,}9 \cdot 10^{-5}}}{2} = \frac{-1{,}8 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{3{,}6000324 \cdot 10^{-5}}}{2} = \frac{-1{,}8 \cdot 10^{-5} + 6 \cdot 10^{-3}}{2}$$

$$x = 2{,}993 \cdot 10^{-3}$$

Como:

$$x = [H_3O^+] = 2{,}993 \cdot 10^{-3}\ M$$

Tenemos que:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2{,}993 \cdot 10^{-3}) = 2{,}52$$

pH = 2,52

b) En el caso de esta disolución la concentración de hidronio vendrá dada por:

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{ácido}]}{[\text{sal}]}$$

De donde se deduce que:

$$pH = pK_a + \log\frac{[sal]}{[ácido]} = -\log(1{,}8\cdot 10^{-5}) + \log\frac{0{,}5}{0{,}5} = -\log(1{,}8\cdot 10^{-5}) + 0 = 4{,}74$$

pH = 4,74

12 Establecer las especies iónicas principales presentes en las siguientes disoluciones e indicar qué tipo de pH presentarían: *a)* 0,12 M de HCl; 0,20 M de NaOH; *b)* 0,25 M de HCl; 0,25 M de NaOH; *c)* 0,20 M de HCl; 0,15 M de NaOH

Solución

a) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

0,12 0,20

La concentración de NaOH es mayor que la de HCl, luego la concentración de la sal formada estará limitada por la concentración de HCl, es decir [NaCl] = 0,12 M, y habrá un exceso de NaOH, es decir [NaOH] = 0,20 M – 0,12 M = 0,08 M

La concentración de Na^+ será de 0,20 M, la concentración de Cl^- será 0,12 M y la de OH^- será 0,08 M.

La disolución será **básica.**

b) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

0,25 0,25

La concentración de HCl es igual a la de NaOH, luego se tendrá como producto una concentración de NaCl de 0,25 M.

La disolución será **neutra** ya que no experimenta la reacción de hidrólisis y no hay exceso de ácido o base.

c) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

0,20 0,15

La concentración de HCl es mayor que la concentración de NaOH, luego se tendrá una concentración de NaCl igual a 0,15 M y un exceso de HCl igual a 0,05 M.

La concentración de Na^+ será de 0,15 M, la de Cl^- será 0,20 M y la de H^+ será 0,05 M.

La disolución será **ácida.**

13 Se prepara una disolución adicionando 25 mL de hidróxido potásico (KOH) 0,1 M a 50 mL de ácido nítrico (HNO_3) 0,05 M. Calcular el pH de esta disolución.

Solución

Los mol de KOH que hay en 25 mL de disolución 0,1 M son:

$$\frac{0{,}1 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL disolución}} = \frac{x}{25 \text{ mL}}$$

$$x = 0{,}0025 \text{ mol de KOH}$$

Los mol de HNO_3 que hay en los 50 mL de disolución 0,05 M son:

$$\frac{0{,}05 \text{ mol } HNO_3}{1000 \text{ mL disolución}} = \frac{x}{50 \text{ mL}}$$

$$x = 0{,}0025 \text{ mol } HNO_3$$

Como KOH y HNO_3 se neutralizan mol a mol siguiendo la ecuación:

$$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$$

Como hay el mismo número de mol de ambos, la neutralización será total al mezclar las dos disoluciones.

La disolución resultante será entonces neutra. Por tanto:

$$[H_3O^+] = 10^{-7}$$

pH = 7

14 Calcular la concentración de hidronio, cloruro e hidróxido en una disolución de HCl 0,015 M.

Solución

Se supone que el HCl está completamente ionizado y que es la única fuente de $[H_3O^+]$ en disolución. Por lo tanto,

a)

$$\mathbf{[H_3O^+] = 0{,}015\ M}$$

b) Además, debido a que se produce un ion Cl^- por cada ion H_3O^+, entonces

$$\mathbf{[Cl^-] = 0{,}015\ M}$$

c) Para calcular $[OH^-]$, se debe tener en cuenta que:

— Todos los iones OH^- proceden de la autoioniozación del agua.

— Los valores $[OH^-]$ y $[H_3O^+]$ deben ser consistentes con el valor de K_w del agua.

Por lo tanto,

$$K_w = [OH^-] \times [H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

$$[OH^-] \times (0{,}015) = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}0^{-14}}{0{,}015} = 0{,}67 \cdot 10^{-12} \text{ M} = 6{,}7 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$\mathbf{[OH^-] = 6{,}7 \cdot 10^{-13}\ M}$$

15 Calcular: a) el pH de una disolución de 100 mL de NaOH 0,1 M. b) Si a la disolución anterior le añadimos agua de forma que el volumen sea 10 veces mayor, ¿cuál será el pH de la disolución?

Solución

a) El NaOH es una base fuerte totalmente disociada según la ecuación:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

se utiliza la teoría de Arrhenius por verse con más claridad la relación entre la concentración inicial de la base y la concentración de iones hidróxido, responsables de la variación del pH de la disolución. En la ecuación química ajustada se observa que:

$$[NaOH]_{inicial} = [OH^-] = 0{,}1\ M$$

Aplicando la definición de pOH y sustituyendo los datos numéricos:

$$pOH = -\log [OH^-];\ pOH = -\log 0{,}1 = 1$$

$$pH + pOH = 14\ (a\ 25\ °C)$$

$$pH = 14 - pOH;\ \ pH = 14 - 1 = 13$$

pH = 13

b) Al aumentar el volumen 10 veces, la concentración disminuye en la misma medida, luego:

$$[NaOH] = [OH^-] = 0{,}1 \times 10^{-1} = 0{,}01\ M$$

$$pOH = -\log [OH^-];\quad pOH = -\log 0{,}01 = 2$$

$$pH + pOH = 14\ (a\ 25\ °C)$$

$$pH = 14 - pOH;\quad pH = 14 - 2 = 12$$

pH = 12

16 Calcular el pH de la siguiente disolución acuosa: 0,025 M de KOH.

Solución

Se trata de una base fuerte (KOH) por lo que se supone completa disociación.

$[KOH] = [OH^-] = 0{,}025\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-14}}{0{,}025} = 4{,}0 \cdot 10^{-13}$$

$$pH = -\log [H_3O] = -\log (4{,}0 \cdot 10^{-13}) = 12{,}40$$

pH = 12,40

Otra forma de resolver el problema es:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2{,}5 \cdot 10^{-2}) = 1{,}60$$

$$pH + pOH = 14;$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}60 = 12{,}40$$

17 Calcúlese la concentración de iones hidróxido en la siguiente disolución: $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-5}$.

Solución

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$Si,\quad [H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-5}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{1{,}0^{-14}}{1 \cdot 10^{-5}} = 1 \cdot 10^{-9}\ M$$

$[OH^-] = 1 \cdot 10^{-9}$ M

18 Hallar el pH de una disolución 0,4 M de hidróxido de bario, suponiendo que la disociación sea total.

Solución

Como el hidróxido de bario se disocia según:

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\ OH^-$$

$$[OH^-] = 0,8\ M$$

Por lo tanto:

$$pOH = \log \frac{1}{8 \cdot 10^{-1}} = \log 10 - \log 8 = 1 - 0,903 = 0,097$$

$$pOH \approx 0,1 \qquad pH = 14 - 0,1 = 13,9$$

pH = 13,9

19 Consultando la Tabla 1 y Tabla 2 de valores de K_a y K_b deducir si pueden tener lugar o no, las reacciones siguientes:

a) $HCN + HCOO^- \rightarrow CN^- + HCOOH$;

b) $NH_3 + CH_3COO^- \rightarrow NH_2^- + CH_3COOH$;

c) $HCN + NH_3 \rightarrow CN^- + NH_4^+$;

d) $NH_4^+ + SO_4^{2-} \rightarrow NH_3 + HSO_4^-$;

e) $CH_3COOH + CN^- \rightarrow CH_3COO^- + HCN$.

Solución

Sabemos que cuanto más fuerte es un ácido (mayor valor de K_a) con mayor facilidad cederá un protón. Teniendo en cuenta estas consideraciones se puede concluir que:

a)

$HCN + HCOO^- \rightarrow CN^- + HCOOH \qquad K_a\ (HCN) = 4,0 \cdot 10^{-10};\ K_a\ (HCOOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$K_a\ (HCN) < K_a\ (HCOOH)$. **La reacción no se verificará.**

b) En la Tabla 1, encontramos que la K_a del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$, y en la Tabla 2 se obtiene para el amoníaco K_b una constante igual $1,7 \cdot 10^{-5}$. Es decir la constante ácida del ácido acético es de similar magnitud que la constante básica del amoníaco. Por lo que hay que suponer que la constante ácida para el NH_3 será muy pequeña.

La constante ácida del ion amonio será:

$$K_a NH_3 = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 6,6 \cdot 10^{-10}$$

$NH_3 + CH_3COO^- \rightarrow NH_2^- + CH_3COOH \quad K_a\ (NH_3) = 6,6 \cdot 10^{-10};\ K_a\ (CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$;

$K_a\ (NH_3) < K_a\ (CH_3COOH)$. **La reacción no se verificará.**

c)

$HCN + NH_3 \rightarrow CN^- + NH_4^+ \qquad K_a\ (HCN) = 4,9 \cdot 10^{-10};\ K_a\ (NH_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$

$K_a\ (HCN) < K_a\ (NH_4^+)$. **La reacción no se verificará.**

d)

$NH_4^+ + SO_4^{2-} \rightarrow NH_3 + HSO_4^-$ $K_a (NH_4^+) = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$; $K_a (HSO_4^-) = 1{,}2 \cdot 10^{-2}$

$K_a (NH_4^+) < K_a (HSO_4^-)$. **La reacción no se verificará.**

e)

$CH_3COOH + CN^- \rightarrow CH_3COO^- + HCN$ $K_a (CH_3COOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_a (HCN) = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$

$K_a (CH_3COOH) > K_a (HCN)$. **La reacción sí tiene lugar.**

20 Razonar, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes: *a)* una disolución de pH = 13 es más básica que una disolución de pH = 8; *b)* cuanto menor es el pH de una disolución, mayor es su acidez.

Solución

a) **Cierta.** Según la definición de pH (pH = -log $[H_3O^+]$), una disolución de pH = 13 tiene una concentración de protones igual a 10^{-13}, y una disolución de pH = 8 tiene una concentración de protones igual a 10^{-8}. Cuanto mayor es la concentración de protones mayor es la acidez. Por lo que la afirmación es verdadera, ya que la disolución de pH = 13 tiene menor concentración de protones y, por tanto, será más básica.

b) **Cierta.** Según la definición de pH, cuanto menor es el pH mayor es la concentración de protones de una especie y, por tanto, mayor es su acidez, luego la afirmación es verdadera.

21 Indicar, de acuerdo con la teoría de Bronsted–lowry, cuáles son las bases conjugadas de los siguientes ácidos H_2SO_4, H_3O^+, NH_4^+, HS^-, H_2Se, HPO_3^{2-}.

Solución

$H_2SO_4 \rightarrow HSO_4^-$

$H_3O^+ \rightarrow H_2O$

$NH_4^+ \rightarrow NH_3$

$HS^- \rightarrow S^{2-}$

$H_2Se \rightarrow HSe^-$

$HPO_3^{2-} \rightarrow PO_3^{3-}$

22 Defina el concepto de hidrólisis y justifique si las disoluciones: *a)* fluoruro de sodio; *b)* acetato de sodio, tendrán pH ácido, neutro o alcalino. DATOS: K_a (HF) = $3{,}5 \cdot 10^{-4}$; K_a (CH_3COOH) = $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

Solución

Hidrólisis: Es la reacción de un ión procedente de la disociación de una sal con el agua, produciendo la ruptura de la molécula de agua para formar el ácido ó la base del que procede.

$$A^- + H_2O \leftrightarrows HA + OH^-$$

$$B^+ + H_2O \leftrightarrows BOH + H_3O^+$$

a)

$$NaF + H_2O \rightarrow Na^+ + F^-$$

El catión Na^+ procede de una base fuerte (NaOH) y no produce hidrólisis.

El F^- procede de un ácido débil (HF) y se comporta como una base conjugada fuerte siendo capaz de generar la hidrólisis produciendo en la disolución un pH básico.

$$F^- + H_2O \leftrightarrows HF + OH^-$$

b)

$$CH_3-COONa + H_2O \rightarrow CH_3-COO^- + Na^+$$

El catión Na^+ procede de una base fuerte (NaOH) y no produce hidrólisis.

El CH_3-COO^- procede de un ácido débil y se comporta como una base conjugada fuerte siendo capaz de generar la hidrólisis produciendo en la disolución un pH básico.

$$CH_3-COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3-COOH + OH^-$$

23 Determinar la concentración de hidróxidos y el pH de una disolución de una base débil de concentración 0,050 M, que está disociada en un 8%.

Solución

$$B + H_2O \leftrightarrows BH^+ + OH^-$$

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{[B]_i}$$

$$[OH^-] = \alpha[B]_i = 0{,}08 \times 0{,}05 = 0{,}004 \text{ M}$$

$[OH^-] = 0{,}004$ M

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1\cdot 10^{-14}}{0{,}004} = 2{,}5\cdot 10^{-12} \text{ M}$$

$pH = -\log(2{,}5\cdot 10^{-12}) = 11{,}6$

24 Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3. Calcular la cantidad de NaOH necesaria para neutralizar 200 mL de esta disolución de clorhídrico. El peso molecular de NaOH es de 40 $g\cdot mol^{-1}$.

Solución

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte por lo que estará totalmente disociado y la concentración de hidronio será:

$$[H_3O^+] = \text{antilog}(-pH) = \text{antilog}(-0{,}3) = 0{,}5 \text{ M}$$

N.º mol de HCl = $0{,}5 \text{ M} \times 200\cdot 10^{-3} \text{ L} = 0{,}1$ mol

Como la reacción entre HCl y NaOH transcurre mol a mol, se consumirán el mismo número de mol de NaOH,

g NaOH = $0{,}1 \text{ mol} \times 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 4$ g

4 g de NaOH

25 Las concentraciones de iones hidronio de dos disoluciones son 10^{-4} M y 10^{-12} M respectivamente. Indique razonadamente cuál de ellas corresponde a un ácido fuerte y cuál de ellas a una sal de ácido débil y base fuerte.

Solución

El ion hidronio, H_3O^+, no es más que un protón hidratado, y aparece como consecuencia de la ionización de un ácido, o por la hidrólisis de la sal de una base débil y un ácido fuerte.

La reacción de ionización de un ácido fuerte.

$$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$$

Será una disolución ácida, pH < 7. Este sería el caso de la disolución con $[H_3O^+] = 10^{-4}$ M.

Hidrólisis de una sal de una base débil y ácido fuerte:

$$BA \rightarrow A^- + B^+$$

$$B^+ + H_2O \leftrightarrows BH + OH^-$$

El ion que proviene de la base débil se hidroliza dando iones hidróxido y la disolución tendrá un carácter básico, pH > 7. Este sería el caso de la disolución con $[H_3O^+] = 10^{-12}$ M.

Autoevaluación

1 Indicar cuáles de las afirmaciones siguientes referentes a una disolución acuosa de un ácido son ciertas: *a)* el pH de esta disolución es básico; *b)* el producto $[OH^-]$ $[H_3O^+]$ de la disolución es igual a 10^{-14} M; *c)* la concentración de protones en disolución es mayor de 10^{-7}; *d)* el pOH es menor que el pH.

Solución

a) **No es cierta.** Si se trata de una disolución ácida el pH nunca puede ser básico, deberá ser menor de 7 y, por lo tanto, ácido.

b) **Cierta.** En todas las disoluciones acuosas se cumple siempre que el producto iónico del agua es igual a 10^{-14}.

c) **Cierta.** Las disoluciones acuosas de un ácido tienen un pH < 7 y, por tanto, $[H_3O^+] > 10^{-7}$.

d) **No es cierta.** Siempre se cumple que: pH + pOH = 14, y si en una disolución ácida el pH tiene que ser menor que 7, el pOH tiene que tener un valor mayor que 7. Por tanto, el pOH será mayor que el pH.

2 Calcular el pH de 100 mL de agua destilada y el pH de esta misma agua después de añadirle 0,05 cm^3 de ácido clorhídrico 10 M.

Solución

El pH del agua destilada por definición es igual a 7.

La concentración del ácido diluido será de $5 \cdot 10^{-3}$ M. Su pH = 2,3.

3 Calcular las concentraciones de H_3O^+ y OH^- en una disolución 0,050 M de ácido nítrico, HNO_3.

Solución

$[H_3O^+] = 0,050$ mol/L

$[OH^-] = 2,0 \cdot 10^{-13}$ mol/L

4 Calcular la concentración de H_3O^+, pH, concentración de OH^- y pOH, en una disolución 0,015 M de ácido nítrico, HNO_3.

Solución

$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0,015$ mol/L

$pH = -log[H_3O^+] = -log[0,015\ ] = 1,82$

pOH = 12,18

$[OH^-] = 10^{-12,18}$

$[OH^-] = 6,66 \cdot 10^{-13}$ mol/L

5 El pH de una disolución 0,100 M de un ácido débil monoprótico es 1,47. Calcular la K_a de dicho ácido.

Solución

$K_a = 1,75 \cdot 10^{-2}$

6 Calcular la concentración de OH^- y el pH de una solución acuosa que es 0,20 molar en NH_3 y 0,10 molar en NH_4Cl. La K_b del amoníaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución

$[OH^-] = 3,6 \cdot 10^{-5}$

pOH = 4,44

pH = 9,56

7 Calcular: *a)* el pH de una disolución de $HClO_4$ 0,03 M y de una disolución 0,05 M de NaOH; *b)* si la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores, será ácida, básica o neutra. (Suponga que los volúmenes son aditivos).

Solución

a) **Disolución de $HClO_4$ 0,03 M, pH = 1,5; Disolución ácida.**

Disolución de NaOH 0,05 M, pH = 12,7; Disolución básica.

b) **Quedan 0,001 mol de NaOH sin reaccionar, por lo tanto, la disolución final tendrá un carácter básico.**

8 ¿Cuál es la concentración del catión hidronio en una disolución acuosa 0,1 molar de HCl, supuesto completamente disociado?

Solución

$[H_3O^+] \approx 10^{-1}$ M

9 Aplicando la Teoría de Brönsted y Lowry, razonar si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: *a)* un ácido reacciona con su base conjugada dando lugar a una disolución neutra; *b)* un ácido reacciona con su base conjugada formando la sal correspondiente y agua; *c)* la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte; *d)* la base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte; *e)* un ácido y una base conjugada se diferencian en un protón.

Solución

a) y b) **No son ciertas,** porque un ácido no puede reaccionar con su base conjugada.

c) **Cierta.** Cuanto más débil sea un ácido, más fuerte será su base conjugada y viceversa.

d) **No es cierta,** por la misma razón que la cuestión anterior.

e) **Cierta.** Un ácido al perder un protón se transforma en su base conjugada.

10 Indicar y justificar si las afirmaciones siguientes son ciertas o falsas: *a)* según Arrhenius, una base debe originar iones OH^- al disolverla en agua; *b)* Según Bröns-

ted–Lowry, para que un ácido pueda ceder protones no es necesaria la presencia de una base capaz de aceptarlos.

Solución

a) **Cierta.** La definición de Arrhenius de base dice que se trata de una sustancia que libera iones hidroxilo al disolverla en agua.

b) **No es cierta.** En el concepto de ácido-base de Brönsted-Lowry está implícita la existencia de pares conjugados, por lo que para que un ácido pueda ceder protones es necesario que exista una base capaz de aceptarlos.

11 El ácido fosfórico, H_3PO_4, puede perder tres protones. Escribir las ecuaciones completas correspondientes a la pérdida del primero, segundo y tercer protón.

Solución

Las tres reacciones sucesivas de disociación del ácido fósfórico son:

$$H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrows H_2PO_4^- + H_3O^+$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$$
$$HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrows PO_4^{3-} + H_3O^+$$

La ecuación reacción de la pérdida de los tres protones:

$$H_3PO_4 + 3\,H_2O \leftrightarrows PO_4^{3-} + 3\,H_3O^+$$

12 Indicar cuál es la base conjugada de las siguientes especies químicas: H_2O, HS^-, NH_3, HCO_3^-, H_2SO_4 y OH^-.

Solución

$H_2O \rightarrow OH^-$

$HS^- \rightarrow S^{2-}$

$NH_3 \rightarrow NH_2^-$

$HCO_3^- \rightarrow CO_3^{2-}$

$H_2SO_4 \rightarrow HSO_4^-$

$OH^- \rightarrow O^{2-}$

13 Dadas las siguientes bases de Brönsted-Lowry: *a)* HS^-; *b)* NH_3; *c)* H_2O. Escribir los ácidos conjugados y las correspondientes reacciones ácido–base en disolución acuosa.

Solución

a) $HS^- + H_2O \rightarrow H_2S + OH^-$

b) $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

c) $H_2O + H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

14 Completar las siguientes reacciones ácido–base, indicando qué especies químicas son el ácido y la base, y cuáles sus pares conjugados:

a) $HA + B \leftrightarrows$

b) $HCl + NH_3 \leftrightarrows$

c) $HNO_3 + H_2O \leftrightarrows$

Solución

a) **HA + B $\leftrightarrows$ A^- + BH^+**
Ác. 1 base 2 base 1 Ác. 2

b) **HCl + NH_3 $\leftrightarrows$ Cl^- + NH_4^+**
Ác. 1 base 2 base 1 Ác. 2

c) **HNO_3 + H_2O $\leftrightarrows$ NO_3^- + H_3O^+**
Ác. 1 base 2 base 1 Ác. 2

15 Completar las siguientes reacciones ácido–base, indicando los pares ácido–base conjugados:

a) $CN^- + H_3O^+ \leftrightarrows$

b) $NH_4^+ + OH^- \leftrightarrows$

c) $NO_2^- + H_2O \leftrightarrows$

Solución

a) **CN^- + H_3O^+ $\leftrightarrows$ HCN + H_2O**
base 1 Ác. 2 Ác. 1 base 2

b) **NH_4^+ + OH^- $\leftrightarrows$ NH_3 + H_2O**
Ác. 1 base 2 base 1 Ác. 2

c) **NO_2^- + H_2O $\leftrightarrows$ HNO_2 + OH^-**
base 1 Ác. 2 Ác. 1 base 2

16 Indicar, si las afirmaciones siguientes son ciertas o falsas:

a) A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.

b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.

c) No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.

Solución

a) **Falso.**

b) **Cierta.**

c) **Falso.**

17 Indicar, razonadamente, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La fortaleza de un ácido no depende de su concentración, sino de su constante de disociación.

b) Una disolución reguladora o tampón es aquella que está formada por un ácido débil y su base conjugada, de tal manera que su pH permanece prác-

ticamente constante, cuando se adicionan pequeñas cantidades de ácido o base fuerte.

c) El pH de una disolución de acetato de sodio es ácido.

Solución

a) **Cierta.** La fortaleza de un ácido depende del grado de disociación de éste, a mayor disociación mayor fortaleza como ácido. La constante de disociación de un ácido da la relación entre la concentración de ácido disociado y la de ácido sin disociar, por tanto, a mayor constante, mayor grado de disociación y más fortaleza como ácido.

b) **Cierta.** El ácido actúa como reserva ácida, reaccionando ante la presencia de bases, y su base conjugada actúa como reserva básica, reaccionando ante la presencia de ácidos, permaneciendo constante en ambos casos la concentración de protones.

c) **Falsa.** El acetato sódico se disocia generando Na^+ (base conjugada débil, proviene de una base fuerte) y $CH_3–COO^-$ (base conjugada fuerte, proviene de un ácido débil). El único ion que tiene la fortaleza para romper la molécula de agua es el acetato, que capta un protón y forma ácido acético, liberando grupos OH^- generando un pH básico (pH > 7).

18 Complete las siguientes reacciones y justifique la formación de los productos de las mismas en función de la naturaleza de los reactivos:

a) $NH_4Cl + KOH \rightarrow$

b) $NH_3 + HF \rightarrow$

c) $NaH + H_2O \rightarrow$

d) $H_2O + NH_3 \rightarrow$

Si los productos obtenidos en cada caso se vierten sobre agua, ¿qué pH tendría la disolución resultante? Datos: $K_a(HF) = 3{,}5 \cdot 10^{-4}$; $K_b(NH_3) = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$

Solución

Primera parte:

a) $\mathbf{NH_4Cl + KOH \rightarrow NH_4OH + KCl}$

b) $\mathbf{NH_3 + HF \rightarrow NH_4F}$

c) $\mathbf{NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2}$

d) $\mathbf{H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4OH}$

Segunda parte

a) $\mathbf{NH_4OH + KCl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + OH^- + K^+ + Cl^-}$. **Disolución básica, pH > 7.**

b) $\mathbf{NH_4F \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + F^-}$

En este caso, el pH será ligeramente ácido puesto que el amonio tiene mayor fuerza como ácido conjugado que el fluoruro como base conjugada, como ponen de manifiesto los valores de sus respectivas constantes de hidrólisis.

c) **NaOH $\xrightarrow{H_2O}$ $Na^+ + OH^-$. Disolución básica: base fuerte: pH > 7.**

d) **NH_4OH $\xrightarrow{H_2O}$ $NH_4^+ + OH^-$. Disolución básica: base débil: pH > 7.**

19 Indicar el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales: *a)* cloruro de cesio; *b)* sulfato de cinc; *c)* carbonato de sodio; *d)* acetato de amonio; *e)* cianuro de sodio; *f)* cloruro de potasio; *g)* nitrito de sodio, *h)* nitrato de amonio.

Solución

a) **cloruro de cesio → neutro.**

b) **sulfato de cinc → neutro.**

c) **carbonato de sodio → básico.**

d) **acetato de amonio → neutro.**

e) **cianuro de sodio → básico.**

f) **cloruro de potasio → neutro.**

g) **nitrito de sodio → básico.**

h) **nitrato de amonio → ácido.**

20 A una disolución acuosa de amonio se le añade cloruro de amonio. Indicar, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones.

a) El grado de disociación del amoníaco disminuye.

b) El pH de la disolución aumenta.

c) El pH apenas varía si a la disolución final se le añade una pequeña cantidad de ácido clorhídrico.

Solución

a) **Cierta.** El grado de disociación del amoníaco disminuye.

b) **Falsa.**

c) **Cierta.** El pH apenas varía si a la disolución final se le añade una pequeña cantidad de ácido clorhídrico.

21 Formulando las reacciones adecuadas, indique cualitativamente el pH de las siguientes disoluciones, consultando las tablas de constantes.

a) Fluoruro sódico (NaF).

b) Nitrato sódico ($NaNO_3$).

c) Sulfato amónico $(NH_4)_2SO_4$.

Solución

a) **$F^- + H_2O \leftrightarrows HF + OH^-$ $K_a = 3,5\cdot10^{-4}$, pH > 7: Básico**

b) **$NaNO_3 \rightarrow Na^+ + NO_3^-$**

El pH de la disolución es neutro: pH ≈ 7.

c) **$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow 2\ NH_4^+ + SO_4^{2-}$**

$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$; $K_a = 6{,}6\cdot 10^{-10}$

$SO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrows HSO_4^- + OH^-$; $K_b = 8{,}3\cdot 10^{-13}$

El catión amonio tiene mayor fortaleza como ácido conjugado que el anión sulfato como base conjugada, como pone de manifiesto los valores de sus respectivas constantes, por lo que prevalece la hidrólisis de catión generando **un pH ligeramente ácido.**

22 *a)* Razone por qué la constante de ionización de un ácido proporciona información acerca de su fuerza como tal. *b)* Sin hacer cálculos, pero razonando la respuesta, ordene las siguientes disoluciones (toda ellas de la misma concentración) según su pH creciente: Acido metanoíco (HCOOH); Acido perclórico ($HClO_4$); Acido etanoico (CH_3–CH_2–COOH). [Datos: K_a (CH_3–CH_2–COOH) = $5{,}6\cdot 10^{-10}$; K_a (HCOOH) = $2\cdot 10^{-4}$; K_a ($HClO_4$) = ∞].

Solución

a) **La constante de ionización de un ácido proporciona información de la relación en la que se encuentran las concentraciones de la forma disociada y la forma ácida en el equilibrio. A mayor valor de la constante mayor grado de disociación del ácido y por tanto mayor fortaleza del mismo, puesto que la fortaleza de un ácido aumenta con su grado de disociación.**

b) **Según el apartado anterior a mayor constante mayor fortaleza como ácido, mayor concentración de protones en el equilibrio, y por tanto menor pH ($pH = -\log H_3O^+$).**

Luego:

$pH(HClO_4) < pH(HCOOH) < pH(CH_3–CH_2–COOH)$

23 Justifique si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referidas a una disolución acuosa diluida de un ácido fuerte monoprótido (HA): *a)* la concentración de iones H_3O^+ es mayor que la de iones A^-; *b)* las concentraciones de iones H_3O^+, de iones A^- y de moléculas HA son aproximadamente iguales; *c)* solamente hay iones H_3O^+ e iones A^- en la misma proporción molar; *d)* una disolución acuosa de la sal de sodio de dicho ácido tiene un pH neutro.

Solución

Disociación de un ácido fuerte monoprótido:

$$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$$

a) **Falso.** Como se ve en la ecuación anterior, la disociación de ácido es uno a uno, por lo que las concentraciones de A^- y H_3O^+ son iguales.

b) **Falso.** Por ser un ácido fuerte, la concentración de ácido sin disociar (HA) es prácticamente nula. Los ácidos fuertes se disocian totalmente.

c) **Cierta.** Por ser un ácido fuerte y además monoprótido.

d) **Cierta.** El catión sodio es un ácido conjugado muy débil que no tiene capacidad para producir hidrólisis, el anión proveniente de la disociación del ácido (A^-) es una base conjugada débil, que tampoco es capaz de producir la hidrólisis, por lo tanto la disolución tendrá pH neutro.

24 ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 100 mL de una disolución acuosa de hidróxido sódico 1,0 M, para que resulte una concentración de 0,7 M? ¿Cuál será el pH de la disolución diluida?

Solución

El volumen a añadir será de 43 mL de agua.

El pH de la disolución diluida será 13,8.

25 Razone la validez o no de las siguientes afirmaciones: *a)* un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí para formar sal más agua; *b)* el agua como ácido es su propia base conjugada; *c)* la base conjugada de un ácido débil es una base fuerte; *d)* Una base y su ácido conjugado reaccionan para dar soluciones neutras.

Solución

a) **Falso.** Si el ácido es débil, mantendrán un equilibrio de disociación en función de su constante de disociación. Si el ácido es fuerte se disociará totalmente quedando únicamente su base conjugada.

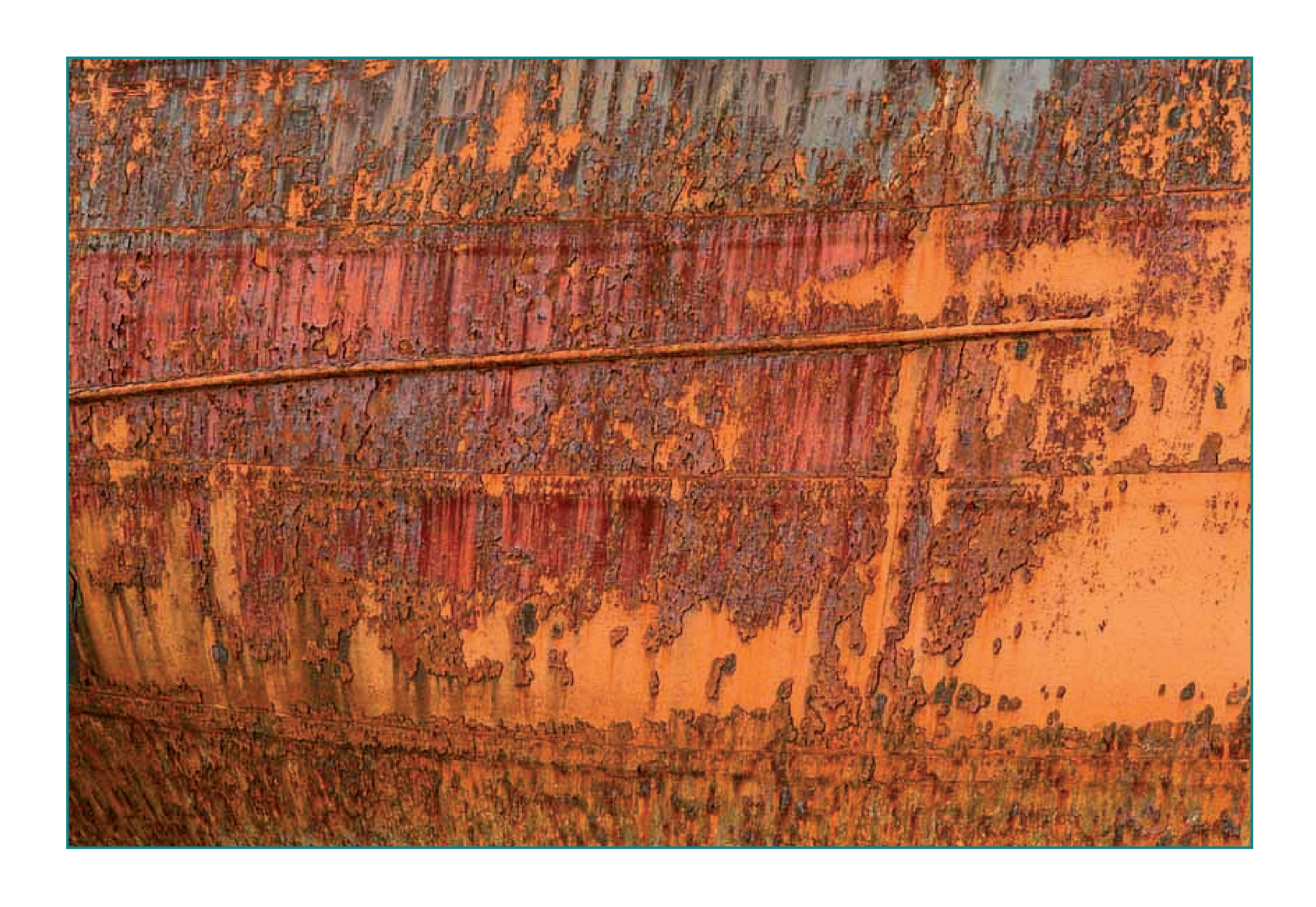
b) **Falso.** La base conjugada del agua es OH^-.

c) **Cierto.** La fortaleza de los pares conjugados es inversa. Si un ácido es fuerte, su base conjugada es débil y viceversa. Igual pasará con las bases.

d) **Falso.** Depende de la fortaleza de la base y de su ácido conjugado.



Oxidación-Reducción



Contenidos

— Concepto de oxidación-reducción.

— Número de oxidación.

— Oxidantes y reductores. Pares redox.

— Ajuste de reacciones redox.

Objetivos

— **Conocer la evolución en la historia de la Química de los estudios sobre las reacciones de oxidación-reducción.**

— **Comprender la importancia de las reacciones de oxidación-reducción en la sociedad actual y su implicación en muchos de los procesos cotidianos y productivos.**

— **Comprender el concepto tradicional y electrónico de las reacciones redox.**

— **Distinguir las reacciones de oxidación y de reducción, identificando oxidantes y reductores.**

— **Conocer y aplicar las reglas que determinan el número de oxidación de los elementos.**

— **Identificar oxidantes y reductores utilizando el número de oxidación.**

— **Relacionar los pares conjugados redox.**

— **Utilizar los pares redox para valorar el poder oxidante o reductor de una sustancia.**

— **Aprender las etapas en el ajuste de las reacciones redox por el método ion-electrón.**

— **Aplicar el método del ion-electrón al ajuste de las reacciones de oxidación-reducci**ón en cualquier medio.

Introducción

La corrosión de los metales, la combustión de la materia, la respiración celular y otros muchos procesos naturales e industriales se fundamentan en las reacciones de oxidación-reducción, también conocidas como reacciones redox.

Las primeras teorías y estudios relacionados con las reacciones de oxidación-reducción se centraron en la explicación de los procesos de combustión. Desde **Aristóteles**, con su ***teoría de los 4 elementos*** (aire, agua, fuego y tierra), se ha intentado dar respuesta y explicación a cómo se produce una llama, por qué unas materias arden y otras no, etc. En la mitad del siglo XVII, el médico y químico alemán **Johann Joachim Becher** (1635-1682) desarrolló una teoría que exigía la existencia de una sustancia para que un material ardiera y como producto diera una fracción gaseosa. Posteriormente, su discípulo **Georg Ernst Stahl** (1659-1734) desarrollo la llamada ***teoría del flogisto*** (del griego *phlox*, llama). En esta teoría, para que algo ardiera debería contener flogisto y tanto la herrumbre, como la calcinación, o la transformación por oxidación de un mineral a su metal, eran explicados por la existencia de flogisto y su pérdida en la combustión. Así, las plantas absorbían flogisto del aire y podían ser quemadas perdiéndolo hasta agotar todo el flogisto (cenizas). Al calentar escorias metálicas (óxidos metálicos) con carbón vegetal, el carbón vegetal suministra el flogisto necesario para la formación de una masa esponjosa que podía calentarse volviéndose incandescente, y que permitía forjarla en un metal utilizable.

Posteriormente, **Carl Wilhelm Scheele** (1742-1786) descubrió la existencia de un *aire de fuego* (oxígeno) en sus estudios sobre la combustión química, que al igual que el flogisto era un elemento esencial para los procesos de combustión.

Numerosos experimentos y observaciones habían puesto de manifiesto la necesidad de aire para que tuvieran lugar los procesos de combustión o el deterioro de los metales. Sin embargo, fue **Scheele** el que descubrió el oxígeno y su relación con los procesos de combustión química. Los estudios de **Scheele** y la obtención de oxígeno por **Joseph Priestley** (1733-1755) contribuyeron a fundamentar la teoría del flogisto.

La teoría del flogisto fue demostrada errónea por **Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794), contemporáneo de **Priestley**, que definió la combustión como un proceso debido a la combinación de una sustancia con el oxígeno. **Lavoisier** también contribuyó al conocimiento de la importancia del oxígeno en los procesos de respiración de animales y plantas.

Lavoisier fue el primero en utilizar el término **oxidación** para definir estos procesos de oxidación-reducción en los que se fundamentan la combustión y la respiración.



Figura 1. Químicos del siglo XVIII: J. J. Becher, G. E. Stahl y C. W. Scheels.

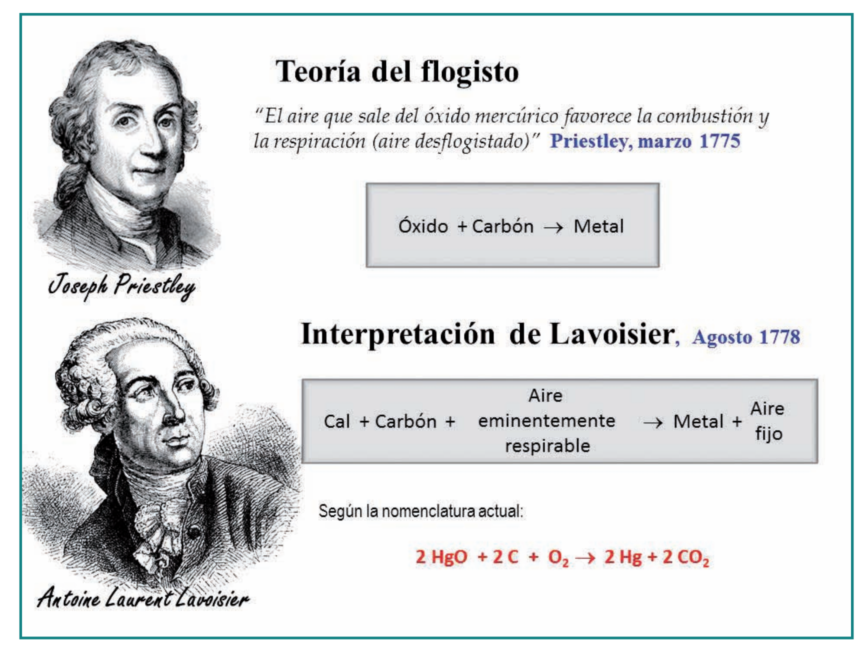


Figura 2. Interpretación del mismo experimento por Priestley y Lavoisier.

Las reacciones de oxidación-reducción son la base de múltiples procesos metabólicos esenciales para la vida, desde la fotosíntesis y la respiración, a las más variadas reacciones metabólicas de los organismos vivos. También están implicadas en muchos de los procesos cotidianos, desde la combustión en una cocina al blanqueamiento de la ropa por la lejía. Tienen también importantes implicaciones económicas, el control de la corrosión, los procesos metalúrgicos, procedimientos industriales de obtención de productos químicos, minería, etc. Además, las reacciones redox son la base de la electroquímica siendo soporte de desarrollo de fuentes de energía, nuevos combustibles y tecnología muy avanzada. En resumen, las reacciones de oxidación-reducción tienen un papel primordial en la sociedad actual.

Desarrollo de los contenidos

1. CONCEPTO DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

1.1. Concepto tradicional de oxidación y de reducción

Tradicionalmente se tenía un concepto restringido del concepto de oxidación y de reducción:

Oxidación es cualquier proceso donde una sustancia gana oxígeno.

Por ejemplo:

La formación de óxidos metálicos es un ejemplo de oxidación. El polvo de aluminio arde violentamente en el aire. Los antiguos *flashes* consistían en un filamento de aluminio en una atmósfera de oxígeno. En estas condiciones la ignición, es decir, la oxidación del aluminio es casi instantánea.

$$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$$

Según la definición anterior **el aluminio gana oxígeno**. Es decir, el aluminio se ha combinado con el oxígeno, se ha **oxidado**.

En el concepto tradicional, la reducción sería el proceso inverso de la oxidación:

Reducción es cualquier proceso donde una sustancia pierde oxígeno.

Por ejemplo:

El óxido cúprico en presencia de hidrógeno puede formar cobre metálico.

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

Según la definición anterior **el** óxido cúprico pierde **oxígeno**. En este caso podemos decir que el óxido cúprico se ha reducido.

En estos procesos las sustancias que ceden fácilmente oxígeno en la oxidación se llaman **oxidantes** y las sustancias que ganan fácilmente oxígeno en la reducción se llaman **reductores**.

Ejemplo:

$$PbS + 4\ H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O$$

El azufre por acción de un agente oxidante (H_2O_2) se oxida a la vez que el agente oxidante se reduce.

EL OXIDANTE → SE REDUCE (pierde oxígeno)
EL REDUCTOR → SE OXIDA (gana oxígeno)

Posteriormente este concepto tradicional de la oxidación-reducción fue ampliado al ser insuficiente, para explicar otros procesos de oxidación-reducción en los que no intervenía el oxígeno.

Por ejemplo:

Se producían cambios en el hierro metálico parecidos a la oxidación en presencia de azufre, pero sin la intervención del oxígeno.

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

También se podía obtener cobre metálico a partir de una sal de cobre sin la intervención del oxígeno.

$$CuSO_4 + Zn \rightarrow Cu + ZnSO_4$$

La ampliación de los conceptos de oxidación y de reducción pasan por considerar la estructura iónica de la materia y la existencia de una transferencia electrónica entre los compuestos involucrados.

1.2. Concepto electrónico de oxidación y de reducción

Este nuevo concepto amplia los supuestos de oxidación-reducción atendiendo a la teoría iónica. En un proceso de oxidación-reducción se produce una transferencia o intercambio de electrones de unas sustancias a otras. Así la oxidación, consiste en una ganancia de cargas positivas o pérdida de negativas. La reducción consiste en una pérdida de las cargas positivas o ganancia de cargas negativas (Figura 3).

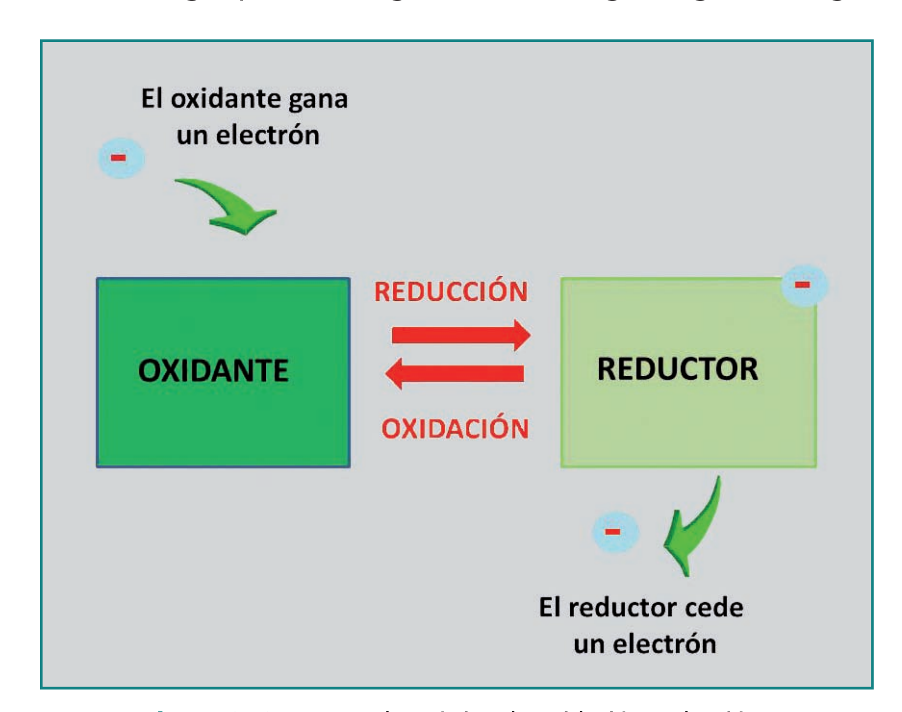


Figura 3. Concepto electrónico de oxidación-reducción.

Una sustancia se oxida **(oxidación)** cuando **pierde electrones.**

Una sustancia se reduce **(reducción)** cuando **gana electrones.**

En este nuevo concepto, el agente oxidante es la sustancia que gana o capta electrones y el agente reductor es la sustancia que pierde o cede electrones.

EL OXIDANTE → SE REDUCE (gana o capta electrones)
EL REDUCTOR → SE OXIDA (gana o cede electrones)

Ambos procesos siempre suceden simultáneamente. Siempre que haya un proceso de oxidación habrá un proceso de reducción (Figura 4).

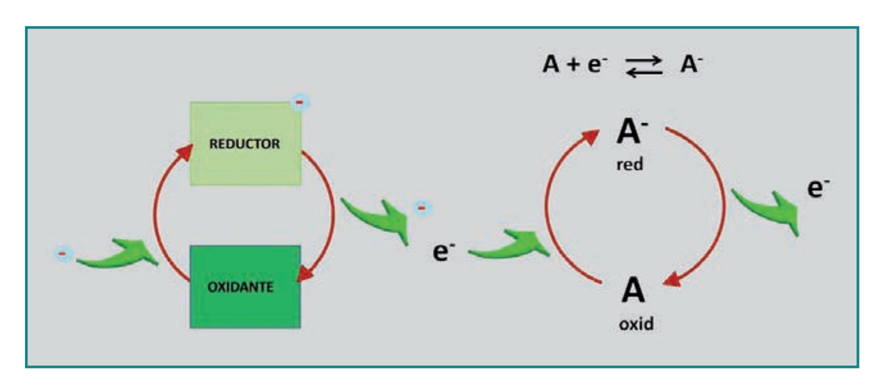


Figura 4. Concepto electrónico de oxidación-reducción.

Bajo este nuevo enfoque, los ejemplos anteriores podrían ser desglosados en una serie de semirreacciones que configurarían la misma reacción global.

Ejemplos

$$4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Al_2O_3$$

Semirreacción de **oxidación**:	$4\,Al \rightarrow 2\,Al^{3+} + 6\,e^-$
Semirreacción de **reducción**:	$3\,O_2 + 6\,e^- \rightarrow 6\,O^{2-}$
La reacción global	$4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Al_2O_3$

$$CuO + H_2 \rightarrow H_2O + Cu$$

Semirreacción de **oxidación**:	$H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-$
Semirreacción de **reducción**:	$CuO + 2\,e^- \rightarrow Cu + O^{2-}$
La reacción global	$CuO + H_2 \rightarrow H_2O + Cu$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

En los siguientes equilibrios redox señale que sustancia actúa como reductor (pierde electrones) y que sustancia actúa como oxidante (gana electrones)

a) $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

b) $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_2$

c) $Fe + S \rightarrow FeS$

d) $3\ Br_2 + 2\ Sb \rightarrow 2\ SbBr_3$

Solución

a) Se desglosa la reacción global en sus semirreacciones:

Reacción global: $4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

Semirreacción de oxidación: $4\ Fe \rightarrow 4\ Fe^{3+} + 12\ e^-$

Semirreacción de reducción: $3\ O_2 + 12\ e^- \rightarrow 6\ O^{2-}$

El hierro pierde electrones $\rightarrow$ es el REDUCTOR

El oxígeno gana electrones $\rightarrow$ es el OXIDANTE

b) Igual que antes:

Reacción global: $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_2$

Semirreacción de oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow Cl^-$

El hierro pierde electrones $\rightarrow$ es el REDUCTOR

El cloro gana electrones $\rightarrow$ es el OXIDANTE

c) Igual que antes:

Reacción global: $Fe + S \rightarrow FeS$

Semirreacción de oxidación: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $S + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$

El hierro pierde electrones $\rightarrow$ es el REDUCTOR

El azufre gana electrones $\rightarrow$ es el OXIDANTE

d) Igual que antes:

Reacción global: $3\ Br_2 + 2\ Sb \rightarrow 2\ SbBr_3$

Semirreacción de oxidación: $2\ Sb \rightarrow 2\ Sb^{3+} + 6\ e^-$

Semirreacción de reducción: $3\ Br_2 + 6\ e^- \rightarrow 6\ Br^-$

El antimonio pierde electrones $\rightarrow$ es el REDUCTOR

El bromo gana electrones $\rightarrow$ es el OXIDANTE

Ejercicio 2

Indique cuales de las siguientes reacciones son de oxidación y cuales son de reducción:

a) $2\ Ag^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ Ag$

b) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

c) $Cl_2 \rightarrow 2\ Cl^- + 2\ e^-$

d) $2\ Br^- + 2\ e^- \rightarrow Br_2$

Solución

a) **La plata gana electrones → es un oxidante → ES UNA REDUCCIÓN**

b) **El cinc pierde electrones → es el reductor → ES UNA OXIDACIÓN**

c) **El cloro pierde electrones → es el reductor → ES UNA OXIDACIÓN**

d) **El bromo gana electrones → es un oxidante → ES UNA REDUCCIÓN**

Ejercicio 3

Señalar en las siguientes reacciones el elemento oxidado, el reducido, el oxidante y el reductor:

a) $3\ K + AlCl_3 \rightarrow 3\ KCl + Al$

b) $SnCl_2 + 2\ FeCl_3 \rightarrow SnCl_4 + 2\ FeCl_2$

c) $Br_2 + 2\ NaI \rightarrow 2\ NaBr + I_2$

Solución

Se desglosan las reacciones globales en sus semirreacciones para identificar mejor los elementos a señalar:

a) Reacción global: $3\ K + AlCl_3 \rightarrow 3\ KCl + Al$

Semirreacción de oxidación: $3\ K \rightarrow 3\ K^+ + 3\ e^-$

Semirreacción de reducción: $3\ Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$

El potasio pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO

El aluminio gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO

b) Reacción global: $SnCl_2 + 2\ FeCl_3 \rightarrow 2\ FeCl_2 + SnCl_4$

Semirreacción de oxidación: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 4\ e^-$

Semirreacción de reducción: $2\ Fe^{3+} + 2\ e^- \rightarrow 2\ Fe^{2+}$

El estaño pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO

El hierro gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO

c) Reacción global: $Br_2 + 2\ NaI \rightarrow 2\ NaBr + I_2$

Semirreacción de oxidación: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $Br_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Br^-$

El yodo pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO

El bromo gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO

2. NÚMERO DE OXIDACIÓN

El número de oxidación o estado de oxidación es un término que se ha convenido para que, además de indicar la capacidad de combinación de un elemento, indique la naturaleza positiva o negativa de sus átomos. Es decir, para poder establecer claramente que sustancias captan o ceden electrones en los procesos de oxidación-reducción.

> El **número de oxidación (n.o.)** se define como la carga eléctrica formal, no real, que se le asigna a un átomo en un compuesto.

Este número se establece según reglas arbitrarias, establecidas por convenio:

1. Todos los **elementos en su estado** natural siempre tendrán un número de oxidación **0**, independientemente del tipo de molécula que forme.

   H_2, Zn, Cl_2 ,S_8, o P_4 tienen número de oxidación cero.

   $\overset{0}{H_2}$, $\overset{0}{Zn}$, $\overset{0}{Cl_2}$

2. El número de oxidación de **hidrógeno**, en la mayoría de sus combinaciones será **+1**. Excepcionalmente en los **hidruro metálicos**, en los cuales el hidrógeno es más electronegativo que el metal, el número de oxidación de hidrógeno será **-1**.

   $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{H}$

3. El número de oxidación del **oxígeno**, en la mayor parte de sus combinaciones es **-2**. Las únicas excepciones son, en el caso de los **peróxidos** que es **-1**, y en las combinaciones del oxígeno con el **flúor**, **+2**.

   $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$, $\overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O}$

4. En todos los **haluros**, el número de oxidación del halógeno tiene el valor de **-1**.

   $\overset{+1}{H}\overset{-1}{F}$, $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$

5. En todos los **sulfuros**, el número de oxidación se tomará como **-2**.

   $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}$, $\overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{S}$

6. En los **iones sencillos**, formados por un solo átomo, el **número de oxidación es igual a la carga** del ion. En estos casos la carga aparente del ion coincidirá con la carga real del ion.

   $Al^{3+} \rightarrow$ n.o. = +3
   $Mg^{2+} \rightarrow$ n.o. = +2

7. En una molécula neutra, la suma algebraica de todos sus números de oxidación debe dar cero. Así también, la suma algebraica de los números de oxidación positivos y negativos de los átomos en un ion debe ser igual a la carga del ion.

> **$KMnO_4$** → **n.o.:** $\overset{+1}{K}\overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_4}$ → **Suma algebraica** = 1 ×(+1) + 1 ×(+4) + 4(-2) = **0**
>
> **NH_4^+** → **n.o.:** $\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_4^+}$ → **Suma algebraica** = 1 × (-3) + 4 × (+1) = **+1**

8. En toda reacción química las proporciones de las sustancias reaccionantes y sus productos debe ser tal que no haya variación en el número de oxidación, es decir que sea igual la pérdida y ganancia de electrones.

Ejemplos

1. ¿Cuál será el número de oxidación del azufre en H_2SO_3?

Según las reglas dadas, el hidrógeno tendrá un número de oxidación (n.o.) +1, y el oxígeno -2. Para que la suma algebraica de la sustancia neutra sea cero, el azufre deberá tener un número de oxidación igual a +4 (Figura 5).

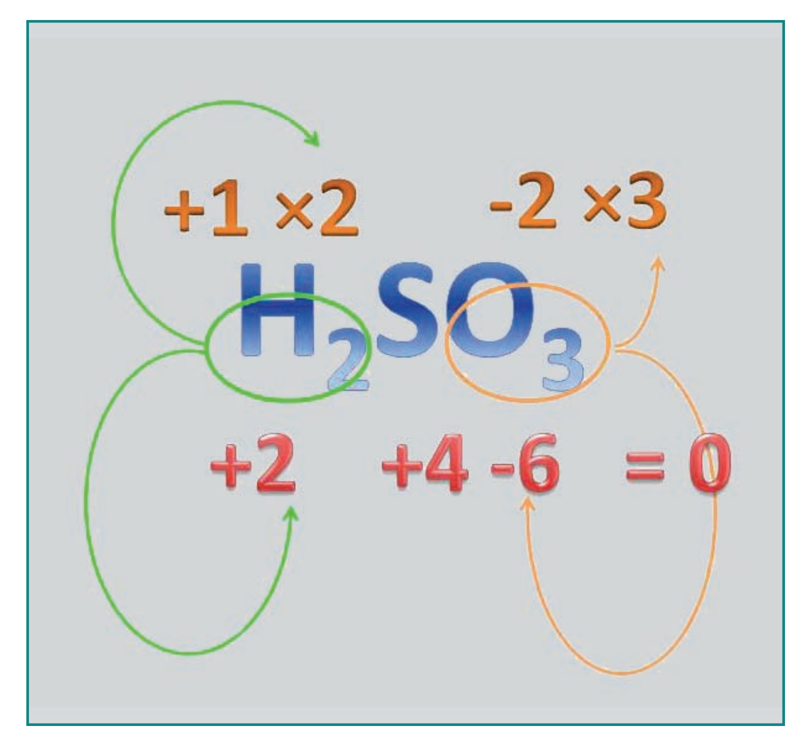


Figura 5. Determinación de los números de oxidación del H_2SO_3.

2. ¿Cuál será el número de oxidación del nitrógeno en el amoníaco, NH_3?

Igual que antes, el hidrógeno tendrá un número de oxidación (n.o.) +1, luego para que la suma algebraica de la sustancia neutra sea cero, el nitrógeno deberá tener un número de oxidación igual a -3 (Figura 6, pág. siguiente).

Es necesario **no confundir el número de oxidación (n.o.) con el número de valencia**. La valencia o capacidad de combinación, representa el número de enlaces sencillos que un átomo puede formar. El número de valencia no tiene signo, sin embargo el número de oxidación puede ser positivo o negativo.

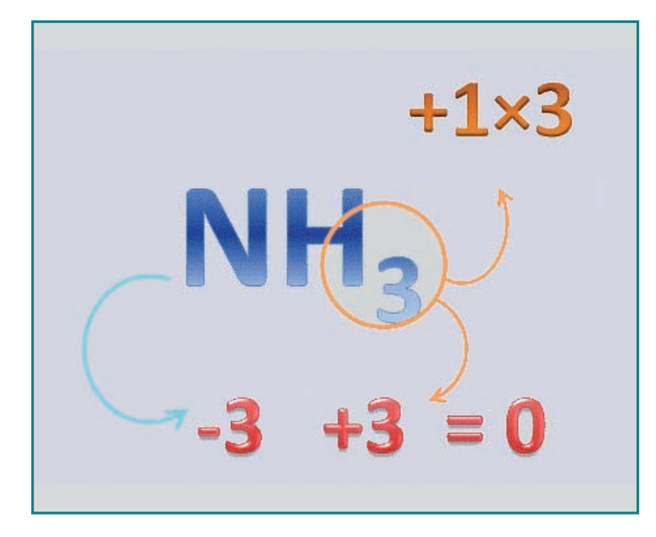


Figura 6. Determinación de los números de oxidación del NH_3.

Un ejemplo claro de diferencia entre número de valencia y número de oxidación son los siguientes compuestos del carbono: metano (CH_4), cloruro de metilo (CH_3Cl), cloruro de metileno (CH_3Cl_2), cloroformo (CH_3Cl_3), tetracloruro de carbono (CCl_4). En todos estos compuestos el carbono es tetravalente, es decir, en todos los casos comparte cuatro pares de electrones con otros átomos. Sin embargo, el número de oxidación varía en cada uno de ellos, siendo -4 en el metano hasta +4 en el tetracloruro de carbono (Figura 7).

-4	-2	0	+2	+4
CH_4,	CH_3Cl,	CH_2Cl_2,	$CHCl_3$,	CCl_4

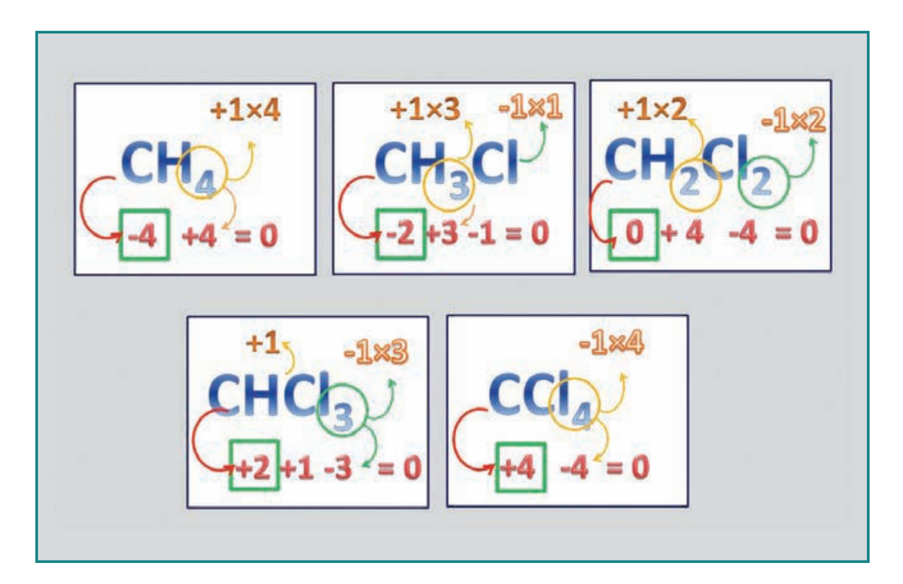


Figura 7. Determinación de los números de oxidación de varios compuestos de carbono.

Utilizando el número de oxidación podemos decir que un elemento se oxida si aumenta su número de oxidación, y se reduce si disminuye éste.

Un elemento se oxida **(oxidación)** cuando **pierde electrones,** es decir **aumenta su número de oxidación.**

Un elemento se reduce **(reducción)** cuando **gana electrones,** es decir **disminuye su número de oxidación.**

Por lo tanto, el número de oxidación nos indica que especie actúa como oxidante y quien como reductor. Además, la existencia de un cambio en el número de oxidación de, al menos, dos de los átomos presentes, uno que se habrá oxidado y otro que se habrá reducido, nos confirma que una reacción química es un proceso redox.

La existencia de **un cambio en el número de oxidación** de, al menos, dos de los átomos presentes, uno que se habrá oxidado y otro que se habrá reducido, nos **confirma** que una reacción química es **un proceso redox.**

En el equilibrio del amoníaco (NH_3) el nitrógeno tiene n.o. igual a -3, y no varía en el ion amonio (NH_4^+). No hay un proceso redox, es un equilibrio ácido-base. En el caso del manganeso, se observa una disminución en el n.o. **Hay un proceso redox** en el que el dióxido de manganeso (MnO_2) se reduce a trióxido de dimanganeso (Mn_2O_3) (Figura 8).

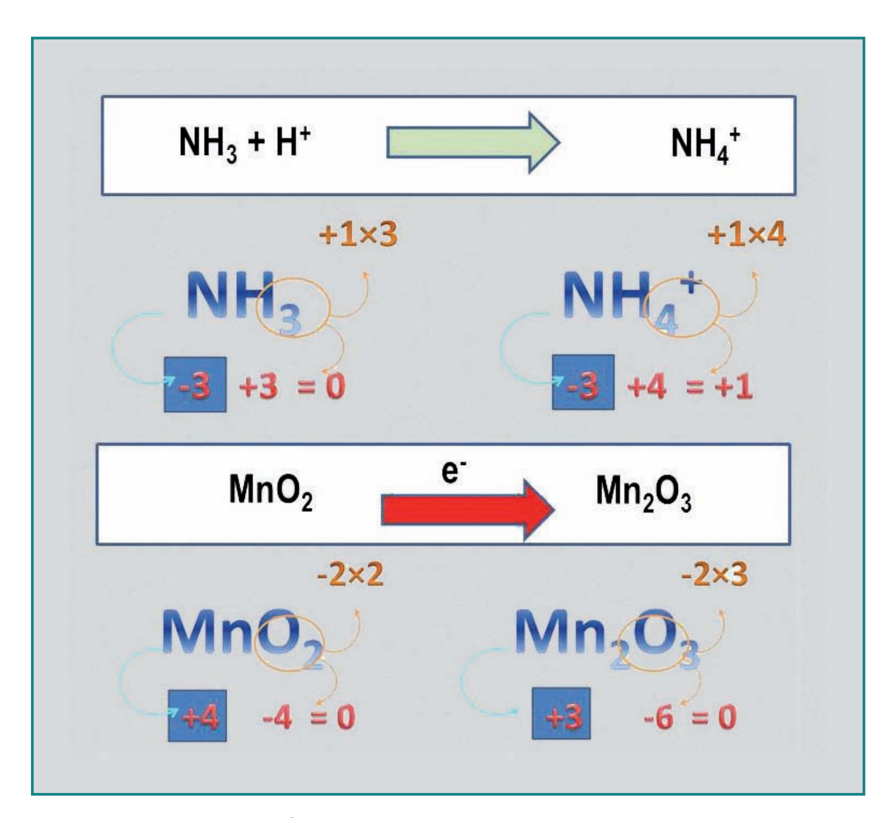


Figura 8. Diferencia entre procesos redox y no redox.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Asignar el número de oxidación al cromo en las siguientes especies químicas:

$KCrO_4$, $K_2Cr_2O_7$

Solución

Según las reglas dadas, el oxígeno tendrá número de oxidación (n.o.) -2, los metales alcalinos +1, y la suma algébrica de una sustancia neutra deberá ser cero.

Para $KCrO_4$

n.o.(K) + n.o.(Cr) + 4 × n.o.(O) = 0

(+1) + n.o.(Cr) + 4 × (-2) = 0; n.o.(Cr) = -4 × (-2) – (+1) = 8 – 1 = +7

Para $K_2Cr_2O_7$

2 × n.o.(K) + 2 × n.o.(Cr) + 7 × n.o.(O) = 0

2 × (+1) + 2 × n.o.(Cr) + 7 × (-2) = 0;

n.o.(Cr) = [-7 × (-2) – 2 × (+1)]/2 = [14-2]/2 = 12/2 = +6

Ejercicio 2

Asignar el número de oxidación al manganeso en los siguientes compuestos:

$KMnO_4$, MnO_2

Solución

Según las reglas dadas, el oxígeno tendrá número de oxidación (n.o.) -2, los metales alcalinos +1, y la suma algébrica de una sustancia neutra deberá ser cero.

Para $KMnO_4$

n.o.(K) + n.o.(Mn) + 4 × n.o.(O) = 0

(+1) + n.o.(Mn) + 4 × (-2) = 0; n.o.(Mn) = -4 × (-2) – (+1) = 8 – 1 = +7

Para MnO_2

n.o.(Mn) + 2 × n.o.(O) = 0

n.o.(Mn) + 2 × (-2) = 0;

n.o.(Mn) = -2 × (-2) = +4

Ejercicio 3

Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la siguiente reacción redox:

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + SO_2 + H_2O$$

Solución

Se deben identificar los elementos que se oxidan y se reducen.

La **especie oxidante** es el ácido sulfúrico

$$SO_4^{2-} \rightarrow SO_2$$

En el primer miembro de la reacción:

n.o.(S) + 4 × n.o.(O) = -2; n.o.(S) = -2 – 4 × (-2) = +6

En el segundo miembro de la reacción:

n.o.(S) + 2 × n.o.(O) = 0; n.o.(S)= -2 × (-2) = +4

$$\left(\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}\right)^{2-} \rightarrow \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}$$

$$\overset{+6}{S} + 2e^- \rightarrow \overset{+4}{S}$$

Según esto:

El azufre pierde oxígeno (concepto tradicional).

El azufre gana electrones (concepto electrónico).

El azufre disminuye el número de oxidación.

El azufre se reduce.

La **especie reductora** es el hierro metálico

$$Fe \rightarrow Fe^{2+}$$

En el primer miembro de la reacción, por convenio, n.o.(Fe) es igual a cero, en el segundo n.o.(Fe) es +2.

$$\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+2}{Fe} + 2e^-$$

Según las diferentes definiciones de oxidación reducción:

El hierro gana oxígeno (concepto tradicional).

El hierro pierde electrones (concepto electrónico).

El hierro aumenta el número de oxidación.

El hierro se oxida.

Los números de oxidación de todos los elementos de la reacción serán:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} \rightarrow \overset{+2}{Fe}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Ejercicio 4

Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la siguiente reacción redox, indicando el agente oxidante y el agente reductor:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

Solución

Se deben identificar los elementos que se oxidan y se reducen.

La **especie oxidante** es el óxido cúprico.

$$Cu^{2+} \rightarrow Cu$$

En el primer miembro de la reacción el cobre tiene un n.o. igual a +2, en el segundo miembro de la reacción, por convenio, tendrá un n.o. igual a cero.

$$\overset{+2}{Cu} + 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cu}$$

La **especie reductora** es el hidrógeno.

$$H_2 \rightarrow H^+$$

Por convenio, en el primer miembro de la reacción el hidrógeno, tiene un n.o. igual a cero, y en el segundo miembro de la reacción, un n.o. igual +1.

$$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H} + 2e^-$$

Según esto:

El cobre pierde oxígeno y el hidrógeno gana oxígeno (concepto tradicional) .

El cobre gana electrones y el hidrógeno los pierde (concepto electrónico).

El cobre disminuye el número de oxidación y el hidrógeno lo aumenta.

Por lo tanto, el cobre se reduce (es el oxidante) y el hidrógeno se oxida (es el reductor).

Ejercicio 5

Indique cuales de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción:

a) $2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$

b) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

c) $2\,NaClO_3 \rightarrow 2\,NaCl + 3\,O_2$

Solución

Como se ha visto en este apartado, la existencia de un cambio en el número de oxidación de, al menos, dos de los átomos presentes, uno que se habrá oxidado y otro que se habrá reducido, nos confirma que una reacción química es un proceso redox.

a) El sodio aumenta el número de oxidación (n.o.), pasa de n.o.(Na) = 0 a n.o.(Na^+) = +1.
Por otra parte el cloro disminuye su número de oxidación, pasa de n.o.(Cl_2) = 0 a n.o.(Cl^-) = -1. **Es un proceso redox.**

b) Ninguno de los elementos varía su número de oxidación: n.o.(Na^+)=+1, n.o.(Cl^-)=-1, n.o.(Ag^+)=+1, el ion nitrato tampoco varía. **No es un proceso redox.**

c) El cloro pasa de n.o. = -5 en el ion perclórico a n.o. = -1, en el ion cloruro. También el oxígeno cambia su número de oxidación, pasando de n.o. = -2 en el ion perclórico a n.o. = 0, en el oxígeno gaseoso. **Es un proceso redox.**

3. OXIDANTES Y REDUCTORES. PARES REDOX

Asociados a los diferentes conceptos de oxidación y reducción, y al número de oxidación aparecen los conceptos de sustancia oxidante o agente oxidante y sustancia reductora o agente reductor. Los términos oxidante y reductor se aplican a los compuestos que contienen los elementos que sufren variaciones en su número de oxidación. La sustancia oxidante u oxidante es el que produce la oxidación de la sustancia reductora o reductor. El oxidante se reduce y el reductor se oxida. Ambos procesos (oxidación-reducción) siempre son simultáneos, pues para que una sustancia acepte electrones (el oxidante o sustancia que se reduce) es necesario que otra sustancia ceda electrones (el reductor o sustancia que se oxida).

> **EL OXIDANTE** (el que oxida) se REDUCE
> gana e^-
> disminuye el n.º oxidación
>
> **EL REDUCTOR** (el que reduce) se OXIDA
> pierde e^-
> aumenta el n.º oxidación

En la Figura 9, se recogen comparativamente los diferentes conceptos y definiciones para las reacciones redox y los oxidantes y reductores.

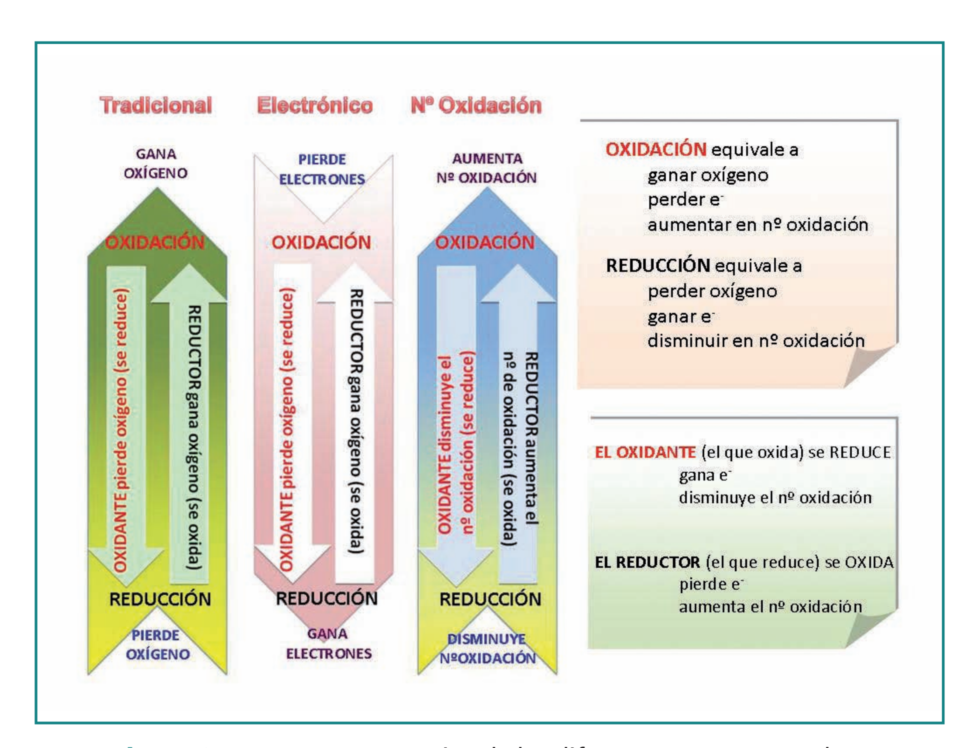


Figura 9. Resumen comparativo de los diferentes conceptos redox.

Al igual que sucedía en los sistemas ácido-base, el ácido o la base al ceder o aceptar protones, formaban una base o ácido conjugado. En las reacciones de oxidación-reducción, el oxidante o el reductor al perder o ganar electrones se relacionan también con su par conjugado oxidante-reductor.

Un oxidante es toda sustancia capaz de ganar o aceptar electrones y **un reductor** es toda sustancia que es capaz de perder electrones o ceder electrones.

OXIDANTE1 + REDUCTOR2 → REDUCTOR1 + OXIDANTE2

Oxidante1 + n e^- → Reductor1

Reductor2 → Oxidante2 + n e^-

Un sistema redox o par redox está formado por un oxidante y su reductor conjugado (**Ox1/Red1**). Para que tenga lugar una reacción redox necesitamos dos semirreacciones o sistemas redox.

Ejemplos de par redox serían: Li^+/Li, Mg^{2+}/Mg, Cl_2/Cl^- (Figura 10).

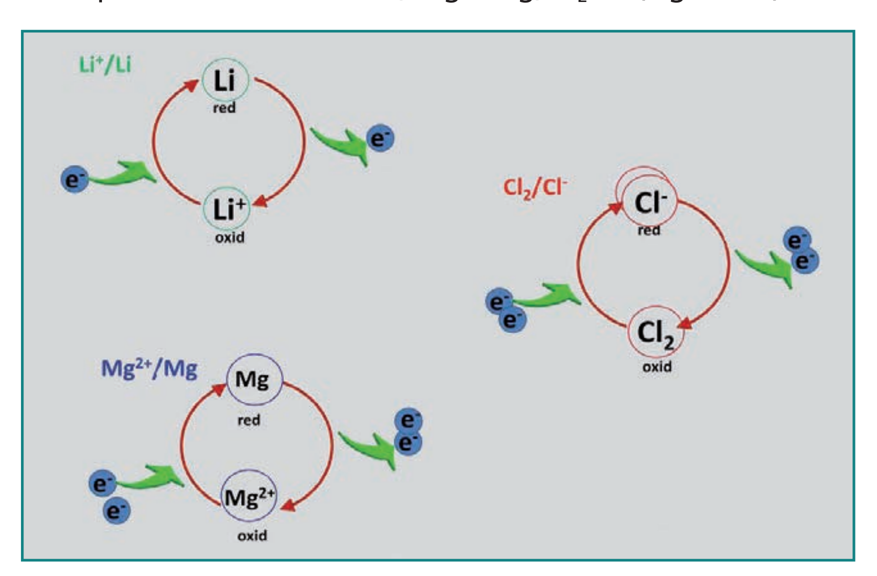


Figura 10. Pares redox.

También, al igual que en los sistemas ácido-base, no todo oxidante o reductor se comporta de igual modo frente a cualquier sustancia. Es decir, **el concepto oxidante o reductor es relativo**, no hay oxidantes ni reductores absolutos, sino que la reacción dependerá de las sustancias que les acompañen. En las reacciones redox también, se podría hablar de fuerza relativa de los agentes oxidantes y reductores. Cuanto más fácilmente se oxida una forma reducida, menos intensa es su acción como agente reductor.

Cuanto **más fácilmente gane electrones un oxidante,** tanto **más débil será su par reductor** y viceversa.
Cuanto **más oxidante** → **menos reductor** será su par conjugado y viceversa.

Por ejemplo, el cloro (Cl_2) es un buen oxidante frente al hidrógeno, y gana electrones con facilidad. Sin embargo su par conjugado (Cl^-) será un reductor débil.

$$Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-$$
$$H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-$$
$$\overline{Cl_2 + H_2 \rightarrow 2\,HCl}$$

El bromo también es un buen oxidante frente al hidrógeno, y se comporta de una forma similar al cloro.

$$\begin{array}{rcl} Br_2 + 2\,e^- & \rightarrow & 2\,Br^- \\ H_2 & \rightarrow & 2\,H^+ + 2\,e^- \\ \hline Br_2 + H_2 & \rightarrow & 2\,Br \end{array}$$

Si comparamos el carácter oxidante del cloro frente al bromo se comprobará que el cloro es el que capta electrones (es el oxidante) y el bromo es el que los cede (es el reductor).

$$\mathbf{Cl_2 + Br^- \rightarrow 2\,Cl^- + Br_2}$$

Por otra parte, el cinc (Zn) pierde fácilmente electrones frente a un ácido, es un buen reductor. En consecuencia su par conjugado (Zn^{2+}) será un oxidante débil. Es decir, cuanto más fuerte sea el carácter reductor de un compuesto, más débil será el carácter oxidante de su par conjugado.

$$\begin{array}{rcl} Zn & \rightarrow & Zn^{2+} + 2\,e^- \\ 2\,H^+ + 2\,e^- & \rightarrow & H_2 \\ \hline Zn + 2H^+ & \rightarrow & Zn^{2+} + H_2 \end{array}$$

También el cobre es un buen reductor frente a un oxidante ácido.

$$\begin{array}{rcl} Cu & \rightarrow & Cu^{2+} + 2\,e^- \\ 2\,H^+ + 2\,e^- & \rightarrow & H_2 \\ \hline Cu + 2H^+ & \rightarrow & Cu^{2+} + H_2 \end{array}$$

Si comparamos el poder reductor del cinc frente al del cobre se comprobará experimentalmente que el cobre se comporta como oxidante con el cinc.

$$\begin{array}{rcl} Zn & \rightarrow & Zn^{2+} + 2\,e^- \\ Cu^{2+} + 2\,e^- & \rightarrow & Cu \\ \hline Zn + Cu^{2+} & \rightarrow & Zn^{2+} + Cu \end{array}$$

Utilizando este tipo de información se ha construido la Figura 11, en la que se muestra la relación entre los pares redox. Cuanto más arriba esté el elemento en la columna de la izquierda más reductor será. Al contrario, cuanto más abajo esté el elemento en la columna de la derecha más oxidante será. La longitud de la flecha indica la facilidad relativa con que se produce la transformación que representa. Por regla general, cualquier reductor de la columna izquierda reaccionará de forma espontánea con el oxidante situado por debajo de él en la columna derecha. Así también, cualquier oxidante de la columna derecha reaccionará de forma espontánea con el reductor situado por encima de él en la columna izquierda.

Por ejemplo, el par Fe/Fe^{2+} está por encima del par Ag/Ag^+, luego podrían reaccionar espontáneamente, siendo Fe más reductor que Ag.

$$\mathbf{Fe + 2\,Ag^+ \rightarrow Fe^{2+} + 2\,Ag}$$

Red1 + Ox2 → Ox1 + Red2

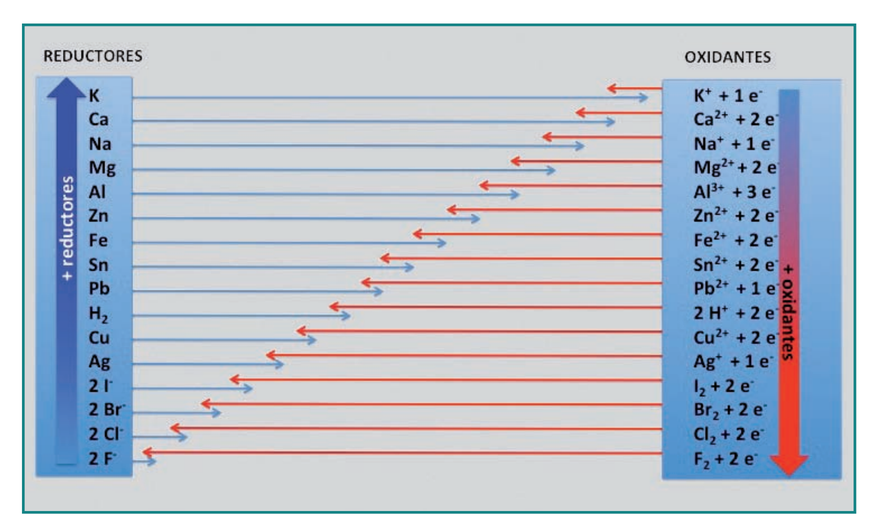


Figura 11. Relaciones de pares redox.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Dada la siguiente reacción, indique que especies actúan como oxidantes y reductores y escriba los respectivos pares redox conjugados (Ox/Red):

$$Zn + 2\ AgNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\ Ag$$

Solución

La **especie oxidante** (gana electrones) es la plata (Ag^+). El par redox es Ag^+/Ag.

$$Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$$

$$Ox1 + 1\ e^- \rightarrow Red1$$

La **especie reductora** (pierde electrones) es el cinc (Zn). El par redox es Zn^{2+}/Zn.

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 1\ e^-$$

$$Red2 \rightarrow Ox2 + 1\ e^-$$

Ejercicio 2

Consultando la Figura 11, ordene de mayor a menor poder reductor los siguientes elementos:

$$Fe,\ H_2,\ Ag\ ,\ F^-,\ Pb$$

Solución

Los elementos reductores son los que aparecen en la columna izquierda de la Figura 11 de mayor a menor, por lo que:

$$Fe > Pb > H_2 > Ag > F^-$$

Más reductor ➔➔➔➔➔➔Menos reductor

Ejercicio 3

Se realiza un experimento que consiste en introducir una lámina de cobre (Cu) en una disolución de sulfato de cinc ($ZnSO_4$). ¿Se depositará cinc metálico (Zn) sobre la lámina de cobre (Cu)?

Si se realiza el experimento inverso, introduciendo una lámina de cinc (Zn) en una disolución de sulfato de cobre ($CuSO_4$). ¿Se depositará cobre metálico (Cu) sobre la lámina de cinc (Zn)? Consulte la Figura 11 para realizar este ejercicio.

Solución

Para que el cinc de la disolución (Zn^{2+}) se deposite como cinc metálico (Zn) sobre la lámina de cobre (Cu) debería darse la reacción:

$$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Zn$$

es decir, el cinc debería actuar como oxidante, y por tanto el cobre como reductor.

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-$$

Sin embargo, el cinc (Zn) es más reductor que el cobre (Cu). Consultando la Figura 11, el Zn está por encima del Cu en la columna izquierda. Luego no se dará la reacción espontáneamente.

No se depositará espontáneamente cinc en una lámina de cobre introducida en una disolución de sulfato de cobre.

Para que el cobre de la disolución (Cu^{2+}) se deposite como cobre metálico (Cu) sobre la lámina de cinc (Zn) debería darse la reacción:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu$$

es decir en esta ocasión es el cobre el que debería actuar como oxidante, y el cinc como reductor.

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

Como el cinc (Zn) es más reductor que el cobre (Cu). Consultando la Figura 11, el Zn está por encima del Cu en la columna izquierda. La reacción será espontánea.

Se depositará espontáneamente cobre en una lámina de cinc introducida en una disolución de sulfato de cobre.

4. AJUSTE DE REACCIONES REDOX

Ajustar una reacción consiste en calcular los coeficientes de cada una de las sustancias que intervienen en ella de tal forma, que queden sus dos términos igualados en masa y carga. Desgraciadamente, el ajuste de las reacciones de oxidación-reducción, algunas de ellas complejas, no es tan intuitivo como lo es en los sistemas ácido-base u otros sistemas. Para simplificar y facilitar el procedimiento de ajuste de las reacciones redox se han desarrollado dos métodos sistemáticos que simplifican y facilitan el procedimiento de ajuste: el **método del número de oxidación** y el **método del ion-electrón.** En este texto sólo se describirá y utilizará el método del ion-electrón.

El método ion-electrón, en términos generales, consiste en el ajuste por separado de la semirreacción de oxidación y de reducción. Para que estas reacciones parciales puedan ajustarse electrónicamente, deberá incluirse el número de electrones necesarios en ambos miembros de la semirreacción. Después, cada semirreacción debe multiplicarse por el coeficiente adecuado de tal forma que, los electrones ganados en la reducción sean igual a los cedidos en la oxidación. Sumando las dos semirreacciones ajustadas se igualarán los coeficientes en la reacción iónica y posteriormente todos los demás elementos en la molecular.

Antes de empezar a aplicar el método se deben tener muy claros los conceptos explicados anteriormente y que se resumen en la siguiente tabla (Tabla 1):

Tabla 1. Procesos y sustancias redox

Los procesos pueden ser:	Intercambio de electrones	Cambio del número de oxidación
Oxidación	Pérdida	Aumento
Reducción	Ganancia	Disminución
Las sustancias pueden ser:	**Intercambio de electrones**	**Cambio del número de oxidación**
Oxidante (sustancia que se reduce)	Gana	Disminuye
Reductor (sustancia que se oxida)	Pierde	Aumenta

También hay que recordar que un elemento aislado, que se encuentra en su estado de oxidación inferior, no podrá actuar como oxidante (no podrá disminuir su n.o.) dada la imposibilidad de reducirse. De igual manera, si un elemento aislado, se encuentra en su estado superior de oxidación, no puede actuar como reductor (no podrá aumentar su n.o.).

Sin embargo, si un elemento se encuentra en uno de sus estados de oxidación intermedio, puede comportarse como oxidante y también como reductor, dependiendo del otro par redox al que se enfrente. Por ejemplo, en disoluciones acuosas, dependiendo de que la reacción transcurra en medio ácido o en medio básico, el comportamiento de un elemento puede ser diferente. Un ejemplo podría ser el comportamiento del agua oxigenada o peróxido de hidrógeno (H_2O_2) (Tabla 2).

Tabla 2. Reacciones redox del H_2O_2

En medio ácido (pH < 7)	Como oxidante	$H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$
	Como reductor	$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^-$
En medio básico (pH > 7)	Como oxidante	$H_2O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ OH^-$
	Como reductor	$H_2O_2 + 2\ OH^- \rightarrow O_2 + 2\ H_2O + 2\ e^-$

La mayoría de las reacciones redox ocurren en medio acuoso por lo que para ajustar muchas de las reacciones redox aparecerá ésta en forma molecular, ion hidróxido o

protones. Para comprender mejor la utilización de este método de ajuste sistemático, se diferenciará el ajuste cuando transcurre en medio neutro, medio ácido y medio básico, a la vez que se dividirá el procedimiento en una serie de etapas, aplicándolo a varios ejemplos.

4.1. Método general ion-electrón

En general y en las situaciones más sencillas, las principales etapas pueden resumirse en 6, desde la escritura de la reacción a ajustar (reacción incompleta) hasta la reacción molecular (reacción completa):

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen, es decir, los elementos que cambian su número de oxidación.

4.ª Etapa. Escribir por separado la semirreacción de oxidación y reducción de estos elementos y ajustarlas independientemente en carga y masa.

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

6.ª Etapa. Por último, ajustar por tanteo, las otras especies que no han participado en el proceso redox.

Ejemplo

Para comenzar a aplicar el método se utiliza un equilibrio muy sencillo: la reacción de cloruro de aluminio ($AlCl_3$) con potasio metálico (K).

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

$$\mathbf{AlCl_3 + K \rightarrow Al + KCl}$$

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

$$\underset{\uparrow}{\overset{+3}{Al}}\overset{-1}{Cl_3} + \underset{\uparrow}{\overset{0}{K}} \rightarrow \underset{\uparrow}{\overset{0}{Al}} + \underset{\uparrow}{\overset{+1}{K}}\overset{-1}{Cl}$$

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen.

$$K \rightarrow K^+ + 1\ e^-$$

El reductor (pierde electrones) es el potasio metálico (K), que se oxida a ion potasio (K^+). **Par conjugado: K^+/K.**

$$Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$$

El oxidante (gana electrones) es el ion aluminio (Al^{3+}), que se reduce a aluminio metálico (Al). **Par conjugado: Al^{3+}/Al.**

4.ª Etapa. Escribir por separado la semirreacción de oxidación y reducción y se ajustan en carga y masa.

En primer lugar se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen.

Semirreacción de **oxidación**: $K \rightarrow K^+ + 1\ e^-$

Semirreacción de **reducción**: $Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

Semirreacción de **oxidación**: $3 \times [K \rightarrow K^+ + 1\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$

Reacción iónica ajustada $3\ K + Al^{3+} \rightarrow 3\ K^+ + Al$

6.ª Etapa. Ajustar la reacción molecular.

Se ajusta el cloro,

$$3\ K + AlCl_3 \rightarrow 3\ KCl + Al$$

$$\boxed{3\ K + AlCl_3 \rightarrow 3\ KCl + Al}$$

4.2. Método ion-electrón en medio ácido

Cuando la reacción de oxidación-reducción se produzca en medio ácido, en su ajuste se tendrá que considerar el equilibrio del agua, y en la reacción ajustada aparecerá en alguna de sus formas.

Así, cuando se quiera aplicar el método ion-electrón al ajuste de una ecuación de una reacción en medio ácido se llevarán a cabo las siguientes etapas:

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen, es decir, los elementos que cambian su número de oxidación.

Como se observará estas etapas son iguales, independientemente del medio en que tenga lugar la reacción.

4.ª Etapa. Escribir por separado la semirreacción de oxidación y reducción de estos elementos y ajustarlas en carga y masa.

En medio ácido, una vez escritas las correspondientes semirreacciones,

a) En primer lugar se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen.

b) Igualar en cada una de ellas el número de oxígenos, añadiendo al miembro en que exista menos cantidad de este elemento tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno haya en defecto.

c) Igualar después, el hidrógeno, añadiendo al miembro en que esté en defecto el hidrógeno necesario en forma de iones H^+. Para simplificar

las ecuaciones se considerará que el hidrógeno se encuentra en forma protónica (H^+) y no en forma de ion hidronio (H_3O^+).

Posteriormente, como en los demás casos:

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

6.ª Etapa. Por último, ajustar por tanteo, las otras especies que no han participado en el proceso redox.

Ejemplo

El ejemplo propuesto es la reacción del ácido sulfúrico (H_2SO_4) y otros compuestos ($NaCl$, MnO_2). Es pues evidente que la reacción transcurrirá en un medio ácido (Figura 12).

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

$$\mathbf{H_2SO_4 + NaCl + MnO_2 \rightarrow NaHSO_4 + MnSO_4 + H_2O + Cl_2}$$

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

$$\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{Na}\underset{\uparrow}{\overset{-1}{Cl}} + \underset{\uparrow}{\overset{+4}{Mn}}\overset{-2}{O_2} \rightarrow \overset{+1}{Na}\overset{+1}{H}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \underset{\uparrow}{\overset{+2}{Mn}}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} + \underset{\uparrow}{\overset{0}{Cl_2}}$$

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen.

$$Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-$$

El reductor (pierde electrones) es el ion cloruro (Cl^-), que se oxida a cloro (Cl_2). **Par conjugado: Cl_2/Cl^-.**

$$Mn^{4+} + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+}$$

El oxidante (gana electrones) es el ion manganeso, que se reduce. **Par conjugado: MnO_2/Mn^{2+}.**

4.ª Etapa. Se escriben por separado la semirreacción de oxidación y reducción y se ajustan en carga y masa.

En primer lugar se **ajustan los átomos que se oxidan o se reducen**. Después se **ajustan los oxígenos**, añadiendo al miembro en que exista menos cantidad de este elemento tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno haya en defecto. Igualar a continuación, **el hidrógeno,** añadiendo al miembro en que esté en defecto el hidrógeno necesario en forma de iones H^+.

Semirreacción de **oxidación**:	$\mathbf{2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$
Semirreacción de **reducción**:	$MnO_2 + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+}$
(se ajustan los oxígenos)	$MnO_2 + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$
(se ajustan los hidrógenos)	$\mathbf{MnO_2 + 2\,e^- + 4\,H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O}$

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

Semirreacción de **oxidación**:		$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
Semirreacción de **reducción**:		$MnO_2 + 2\ e^- + 4\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O$
Reacción iónica ajustada		$2\ Cl^- + MnO_2 + 4\ H^+ \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + 2\ H_2O$

6.ª Etapa. Ajustar la reacción molecular.

Se escriben los H^+ como ácido sulfúrico:

$$2\ H_2SO_4 + 2\ NaCl + MnO_2 \rightarrow NaHSO_4 + MnSO_4 + 2\ H_2O + Cl_2$$

Se ajusta el sodio:

$$2\ H_2SO_4 + 2\ NaCl + MnO_2 \rightarrow 2\ NaHSO_4 + MnSO_4 + 2\ H_2O + Cl_2$$

Se ajusta el azufre:

$$\mathbf{3\ H_2SO_4 + 2\ NaCl + MnO_2 \rightarrow 2\ NaHSO_4 + MnSO_4 + 2\ H_2O + Cl_2}$$

$$\boxed{\mathbf{3\ H_2SO_4 + 2\ NaCl + MnO_2 \rightarrow 2\ NaHSO_4 + MnSO_4 + 2\ H_2O + Cl_2}}$$

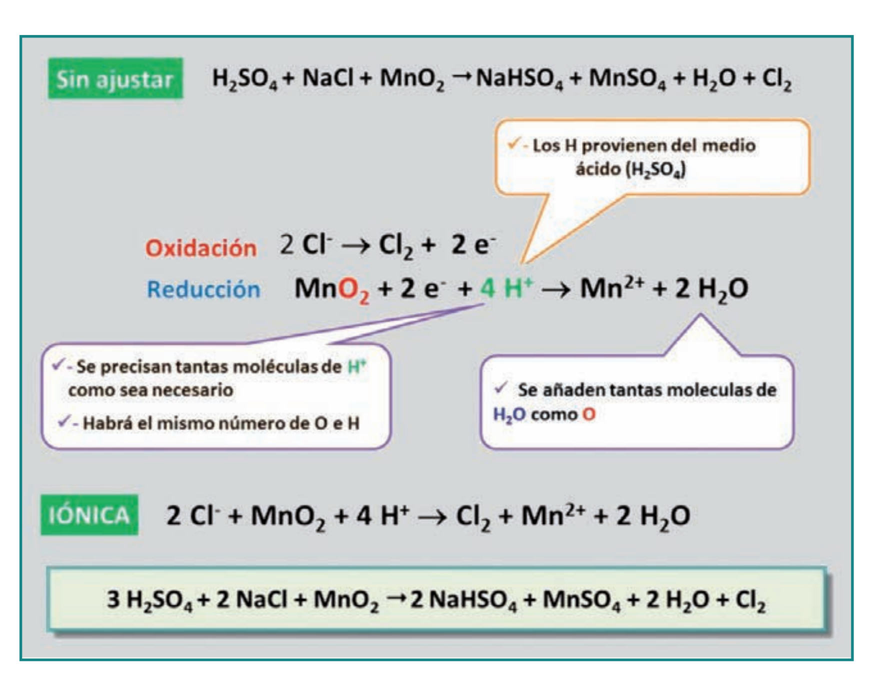


Figura 12. Ajuste de una ecuación redox en medio ácido.

4.3. Método ion-electrón en medio básico

El ajuste de las reacciones redox por el método ion-electrón en medio básico, es decir en ausencia de ácidos y presencia de hidróxidos, amoníaco u otras bases, se hará de forma similar que en medio ácido, pero con algunas diferencias.

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen, es decir, los elementos que cambian su número de oxidación.

Como se observará estas etapas son iguales, independientemente del medio en que tenga lugar la reacción.

4.ª Etapa. Escribir por separado la semirreacción de oxidación y reducción de estos elementos y ajustarlas en carga y masa.

En medio básico, una vez escritas las correspondientes semirreacciones,

a) En primer lugar se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen.

b) Para igualar el número de oxígenos, en el miembro de la semirreacción con exceso de oxígeno se añadirán tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno existan en exceso en ese miembro de la reacción. En el otro miembro de la reacción, se añadirá el doble número de iones hidróxido (OH^-).

c) Para igualar el hidrógeno, se añadirá al miembro en que esté en defecto el hidrógeno tantas moléculas de agua como átomos de hidrógeno falten, y en el otro miembro el mismo número de iones hidróxido.

Posteriormente, como en los demás casos:

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

6.ª Etapa. Por último, ajustar por tanteo, las otras especies que no han participado en el proceso redox.

Ejemplo

En la reacción propuesta aparece el hidróxido potásico, luego la reacción transcurre en un medio básico (Figura 13).

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

$$\mathbf{KClO_3 + KOH + CoCl_2 \rightarrow Co_2O_3 + KCl}$$

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

$$\overset{+1}{K}\underset{\uparrow}{\overset{+5}{Cl}}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + \underset{\uparrow}{\overset{+2}{Co}}\overset{-1}{Cl_2} \rightarrow \underset{\uparrow}{\overset{+3}{Co_2}}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{K}\underset{\uparrow}{\overset{-1}{Cl}}$$

3.ª Etapa. Identificar las elementos que se oxidan y se reducen.

$$Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} + 1\ e^-$$

El reductor (pierde electrones) es el ion cobalto, que se oxida. **Par conjugado: Co^{3+}/Co^{2+}.**

$$Cl^{5+} + 6\ e^- \rightarrow Cl^-$$

El oxidante (gana electrones) es el ion ClO_3^-, que se reduce a cloruro (Cl^-). **Par conjugado: ClO_3^-/Cl^-.**

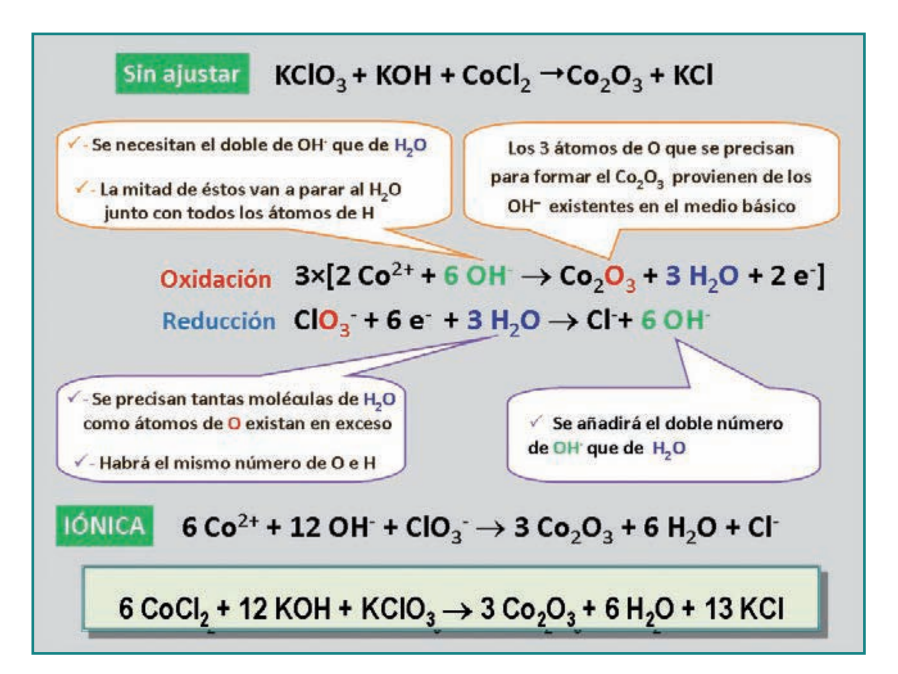


Figura 13. Ajuste de una ecuación redox en medio básico.

4.ª Etapa. Se escriben por separado la semirreacción de oxidación y reducción y se ajustan en carga y masa. Si la reacción transcurre en medio básico, como en este caso, se ajustarán los oxígenos introduciendo iones hidróxido en el primer término de la reacción, que se ajustará con agua en el segundo, y viceversa.

En medio básico, una vez escritas las correspondientes semirreacciones,

a) En primer lugar se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen.

b) Para igualar el número de oxígenos, en el miembro de la semirreacción con exceso de oxígeno se añadirán tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno existan en exceso en ese miembro de la reacción. En el otro miembro de la reacción, se añadirá el doble número de iones hidróxido (OH^-).

Semirreacción de **oxidación**: $2\ Co^{2+} \rightarrow Co_2O_3 + 2\ e^-$
(se ajustan los oxígenos) $\mathbf{2\ Co^{2+} + 6\ OH^- \rightarrow Co_2O_3 + 3\ H_2O + 2\ e^-}$

Semirreacción de **reducción**: $ClO_3^- + 6\ e^- \rightarrow Cl^-$
(se ajustan los oxígenos) $ClO_3^- + 6\ e^- \rightarrow Cl^- + 6\ OH^-$
$\mathbf{ClO_3^- + 6\ e^- + 3\ H_2O \rightarrow Cl^- + 6\ OH^-}$

En este caso no es necesario igualar el número de hidrógenos.

5.ª Etapa. Igualar en las dos semirreacciones el número de electrones y sumarlas.

Semirreacción de **oxidación**: $\mathbf{3 \times [2\ Co^{2+} + 6\ OH^- \rightarrow Co_2O_3 + 3\ H_2O + 2\ e^-]}$
Semirreacción de **reducción**: $\mathbf{ClO_3^- + 6\ e^- + 3\ H_2O \rightarrow Cl^- + 6\ OH^-}$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{6\ Co^{2+} + 12\ OH^- + ClO_3^- \rightarrow 3\ Co_2O_3 + 6\ H_2O + Cl^-}$

6.ª Etapa. Ajustar la reacción molecular.

Se escriben los OH^- como KOH:

$$6\ CoCl_2 + 12\ KOH + KClO_3 \rightarrow 3\ Co_2O_3 + 6\ H_2O + KCl$$

Se ajustan el cloro y el potasio:

$$6\ CoCl_2 + 12\ KOH + KClO_3 \rightarrow 3\ Co_2O_3 + 6\ H_2O + 13\ KCl$$

$$\mathbf{6\ CoCl_2 + 12\ KOH + KClO_3 \rightarrow 3\ Co_2O_3 + 6\ H_2O + 13\ KCl}$$

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:

$$\mathbf{KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow MnO_2 + I_2 + KOH}$$

Solución

1.ª Etapa. Escribir la reacción completa sin ajustar.

$$\mathbf{KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow MnO_2 + I_2 + KOH}$$

2.ª Etapa. Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la reacción.

$$\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{K}\overset{-1}{I} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H}$$

3.ª Etapa. Identificar los elementos que se oxidan y se reducen.

$$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$$

El reductor (pierde electrones) es el ion yoduro (I^-), que se oxida a yodo (I_2). **Par conjugado: I_2/I^-.**

$$Mn^{7+} + 3\ e^- \rightarrow Mn^{4+}$$

El oxidante (gana electrones) es el ion Mn^{7+}, que se reduce. **Par conjugado: MnO_4^{2-}/MnO_2.**

4.ª Etapa. Se escriben por separado la semirreacción de oxidación y reducción y se ajustan en carga y masa. Si la reacción transcurre en medio básico, como en este caso (el medio básico aparece en el segundo término de la reacción), se ajustarán los oxígenos introduciendo iones hidróxido y agua de la forma descrita anteriormente.

Semirreacción de **oxidación**: $\mathbf{2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-}$
Semirreacción de **reducción**: $MnO_4^- + 3\ e^- \rightarrow MnO_2$
(se ajustan los oxígenos) $MnO_4^- + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-$
$\mathbf{MnO_4^- + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-}$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $3 \times [2\ I^- \rightarrow I_2\ 2\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $2 \times [MnO_4^- + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ MnO_4^- + 2\ I^- + 4\ H_2O \rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ I_2 + 8\ OH^-}$

Se escriben los OH^- como KOH:

$$2\ KMnO_4 + 2\ KI + 4\ H_2O \rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ I_2 + 8\ KOH$$

Se ajustan el yodo y el potasio:

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{2\ KMnO_4 + 6\ KI + 4\ H_2O \rightarrow 2\ MnO_2 + 3\ I_2 + 8\ KOH}$$

Ejercicio 2

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$NO_3^- + H_2O + Al \rightarrow NH_3 + AlO_2$$

Solución

Oxidación: $Al \rightarrow AlO_2^- + 3\ e^-$

(se ajustan los oxígenos) $Al + 4\ OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2\ H_2O + 3\ e^-$

Reducción: $NO_3^- + 8\ e^- \rightarrow NH_3$

(se ajustan los oxígenos) $NO_3^- + 3\ H_2O + 8\ e^- \rightarrow NH_3 + 6\ OH^-$

$NO_3^- + 6\ H_2O + 8\ e^- \rightarrow NH_3 + 9\ OH^-$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $8 \times [\ Al + 4\ OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2\ H_2O + 3\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $3 \times [NO_3^- + 3\ H_2O + 8\ e^- \rightarrow NH_3 + 6\ OH^-]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{3\ NO_3^- + 2\ H_2O + 8\ Al + 5\ OH^- \rightarrow 3\ NH_3 + 8\ AlO_2}$

Ejercicio 3

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:

$$CrCl_3 + H_2O_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$$

Solución

Oxidación: $Cr^{3+} \rightarrow CrO_4^{2-} + 3\ e^-$

Reducción: $H_2O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ OH^-$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $2 \times [\ Cr^{3+} + 4\ OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4\ H_2O + 3\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $3 \times [\ H_2O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ OH^-]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ Cr^{3+} + 3\ H_2O_2 + 10\ OH^- \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{2\ CrCl_3 + 3\ H_2O_2 + 10\ KOH \rightarrow 2\ K_2CrO_4 + 6\ KCl + 8\ H_2O}$$

Ejercicio 4

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:

$$Na_2SO_3 + I_2 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + NaI + H_2O$$

Solución

Oxidación: $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ e^-$

Reducción: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $SO_3^{2-} + 2\ OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2\ e^-$

Semirreacción de **reducción**: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{SO_3^{2-} + I_2 + 2\ OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ I^- + H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{Na_2SO_3 + I_2 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ NaI + H_2O}$$

Ejercicio 5

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2$$

Solución

Oxidación: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

(se ajustan los oxígenos) $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

(se ajustan los hidrógenos) $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $3 \times [\ 2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{Cr_2O_7^{2-} + 6\ I^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ I_2 + 7\ H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{K_2Cr_2O_7 + 6\ KI + 7\ H_2SO_4 \rightarrow 4\ K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3\ I_2 + 7\ H_2O}$$

Ejercicio 6

Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción:

$$Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + NaI$$

Solución

Oxidación: $2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e^-$

Reducción: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e^-$

Semirreacción de **reducción**: $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ I^-}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{2\ Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2\ NaI}$$

Ejercicio 7

En disolución ácida el ion dicromato oxida al hierro (II) a hierro (III) y pasa a ion cromo (III). Formular y ajustar la correspondiente reacción iónica.

Solución

$$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}$$

El dicromato es el oxidante (se reduce o Cr disminuye su n.o.) y el hierro (II), el reductor (se oxida o aumenta su n.o.).

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$

Reducción: $2\ Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

(se ajustan los oxígenos) $2\ Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

(se ajustan los hidrógenos) $2\ Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $6 \times [Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $2\ Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 6\ Fe^{3+} + 7\ H_2O}$

Ejercicio 8

En disolución acuosa de cloruro potásico y dicloruro de manganeso se oxida con agua oxigenada dando permanganato potásico y clorhídrico entre otros productos. Formular y ajustar la correspondiente reacción iónica y molecular.

Solución

$$KCl + MnCl_2 + H_2O_2 \rightarrow KMnO_4 + HCl$$

El agua oxigenada es el oxidante (se reduce) y el manganeso (IV), el reductor (se oxida o aumenta su n.o.).

Oxidación: $Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^- + 5\ e^-$

(se ajustan los oxígenos) $Mn^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow MnO_4^- + 5\ e^-$

(se ajustan los hidrógenos) $Mn^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^-$

Reducción (en medio ácido): $H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $2 \times [\ Mn^{2+} + 4\ H_2O \rightarrow MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $5 \times [\ H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 2\ H_2O]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ Mn^{2+} + 5\ H_2O_2 \rightarrow 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ + 2\ H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{2\ KCl + 2\ MnCl_2 + 5\ H_2O_2 \rightarrow 2\ KMnO_4 + 6\ HCl + 2\ H_2O}$$

Ejercicio 9

Ajuste la siguiente ecuación iónica:

$$Ce^{4+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow Ce^{3+} + CO_2$$

Solución

El oxidante es el cerio (se reduce o disminuye su n.o., gana electrones) y el oxalato ($C_2O_4^{2-}$) es el reductor (se oxida o C aumenta su n.o.).

Oxidación: $C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ e^-$

Reducción: $Ce^{4+} + 1\ e^- \rightarrow Ce^{3+}$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ e^-$

Semirreacción de **reducción**: $2 \times [Ce^{4+} + 1\ e^- \rightarrow Ce^{3+}]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{2\ Ce^{4+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\ Ce^{3+} + CO_2}$

Ejercicio 10

Una disolución de nitrito reacciona en medio ácido con ioduro dando monóxido de nitrógeno y yodo. Ajuste su ecuación iónica.

Solución

$$NO_2^- + I^- + H^+ \rightarrow NO + I_2$$

El nitrito es el oxidante (se reduce o N disminuye su n.o.) y el yoduro es el reductor (se oxida o aumenta su n.o.).

Oxidación:	$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$
Reducción:	$NO_2^- + 1\ e^- \rightarrow NO$
(se ajustan los oxígenos)	$NO_2^- + 1\ e^- \rightarrow NO + H_2O$
(se ajustan los hidrógenos)	$NO_2^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO + H_2O$
Ajustando masa y carga:	
Semirreacción de **oxidación**:	$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$
Semirreacción de **reducción**:	$2 \times [NO_2^- + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO + H_2O]$
Reacción iónica ajustada	$2\ NO_2^- + 2\ I^- + 4\ H^+ \rightarrow NO + I_2 + 2\ H_2O$

En este tema tienes que recordar

- **Agente oxidante u oxidante (concepto electrónico).** Sustancia capaz de ganar o aceptar electrones en una reacción de oxidación-reducción.
- **Agente oxidante u oxidante (concepto tradicional).** Sustancia capaz de ceder o perder oxígeno en una reacción de oxidación-reducción.
- **Agente reductor o reductor (concepto electrónico).** Sustancia capaz de perder o ceder electrones en una reacción de oxidación-reducción.
- **Agente reductor o reductor (concepto tradicional).** Sustancia capaz de captar o ganar oxígeno en una reacción de oxidación-reducción.
- **Método del ion-electrón.** Método sistemático para el ajuste de reacciones de oxidación-reducción.
- **Método del número de oxidación.** Método sistemático para el ajuste de reacciones de oxidación-reducción.
- **Número de oxidación o estado de oxidación.** Se define como la carga eléctrica formal, no real, que se le asigna a un átomo en un compuesto.
- **Oxidación (concepto electrónico).** Cualquier proceso en el que una sustancia al reaccionar con otra pierde o cede electrones.
- **Oxidación (concepto tradicional).** Cualquier proceso en el que una sustancia al reaccionar con otra gana oxígeno.
- **Oxidante o agente oxidante (concepto electrónico).** Sustancia capaz de ganar o aceptar electrones en una reacción de oxidación-reducción.
- **Oxidante o agente oxidante (concepto tradicional).** Sustancia capaz de ceder o perder oxígeno en una reacción de oxidación-reducción.
- **Oxidar.** Acción de ganar oxígeno (concepto tradicional) o perder electrones (concepto electrónico) en un proceso de oxidación-reducción. Una sustancia reductora se oxida en una reacción redox.
- **Par conjugado o Par redox.** Conjunto de las formas reducidas y oxidadas de una sustancia.
- **Par redox o sistema redox.** Sistema formado por un oxidante y su reductor conjugado, es decir, para que tenga lugar una reacción redox necesitamos dos semirreacciones o sistemas redox.
- **Reducción (concepto electrónico).** Cualquier proceso en el que una sustancia al reaccionar con otra gana o acepta electrones.
- **Reducción (concepto tradicional).** Cualquier proceso en el que una sustancia al reaccionar con otra pierde oxígeno.
- **Reducir.** Acción de perder oxígeno (concepto tradicional) o ganar electrones (concepto electrónico) en un proceso de oxidación-reducción. Una sustancia oxidante se reduce en una reacción redox.
- **Reductor o agente reductor (concepto electrónico).** Sustancia que pierde o cede fácilmente electrones en una reacción de oxidación-reducción.

- **Reductor o agente reductor (concepto tradicional).** Sustancia capaz de captar o ganar oxígeno en una reacción de oxidación-reducción.
- **Semirreacción.** Una de las reacciones de un sistema redox. Para que tenga lugar una reacción de oxidación-reducción, como su nombre indica, debe existir una reacción de oxidación y otra de reducción de forma simultánea.

Desarrollo de competencias

1 Indique en las siguientes semirreacciones cuales son reacciones de oxidación y cuales son de reducción.

a) $Mg \rightarrow Mg^{3+} + 3\ e^-$

b) $I_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ I^-$

c) $H_2O_2 \rightarrow 2\ H^+ + O_2 + 2\ e^-$

d) $S_4O_6^{2-} + 2\ e^- \rightarrow 2\ S_2O_3^{2-}$

Solución

La oxidación consiste en una ganancia de cargas positivas o pérdida de negativas. Es decir, si la especie química implicada (reductor) pierde electrones, hay una oxidación.

Por el contrario, la reducción consiste en una pérdida de las cargas positivas o ganancia de cargas negativas. Si la especie química implicada (oxidante) capta electrones, hay una reducción.

a) El magnesio metálico (Mg), que es el agente reductor, cede electrones y se oxida a Mg(III). **Es una reacción de oxidación**.

a) El yodo (I_2), es un agente oxidante y capta electrones, reduciéndose a yoduro (I^-). **Es una reacción de reducción**.

a) El agua oxigenada (H_2O_2) en esta reacción actúa como reductor cediendo electrones. **Es una reacción de oxidación**.

a) El ion tetrationato ($S_4O_6^{2-}$) es el agente oxidante y acepta electrones, reduciéndose a ion tiosulfato ($S_2O_3^{2-}$). Es una reacción de reducción.

2 Señale cuales de las siguientes reacciones son procesos redox.

a) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

b) $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$

c) $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$

d) $SnCl_2 + 2\ CoCl_3 \rightarrow 2\ CoCl_2 + SnCl_4$

Solución

Se deben identificar los elementos que no intervienen en el proceso redox y los que se oxidan y se reducen, comprobando, en su caso, sus números de oxidación.

a) **Hay un proceso redox**, en el que el carbono y el oxígeno participan.

$$\overset{0}{C} \rightarrow \overset{+4}{C} + 4\ e^-$$

$$\overset{0}{O_2} + 2\ e^- \rightarrow \overset{-2}{C_2}$$

La **especie oxidante** es el oxígeno (O_2). En el primer miembro de la reacción, el oxígeno tiene, por convenio, un n.o. igual a 0, en el segundo miembro de la reacción, tiene un n.o. igual a -2.

La **especie reductora** es el carbono. El carbono, por convenio, tiene un n.o. igual a 0 y se oxida a su ion que tiene un n.o. igual +4.

El oxígeno gana electrones y el carbono los pierde (concepto electrónico). El oxígeno disminuye el número de oxidación y el carbono lo aumenta. **Es un proceso redox.**

b) **Hay un proceso redox**. En el que el cloro y el oxígeno participan.

$$\overset{+5}{Cl} + 6\,e^- \rightarrow \overset{-1}{Cl}$$

$$\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{0}{O_2} + 2\,e^-$$

Ahora es el cloro el que se reduce, es la **especie oxidante**. En el primer miembro de la reacción el cloro tiene un n.o. igual a +5, en el segundo miembro de la reacción, tiene un n.o. igual a -1.

La **especie reductora** es el oxígeno. El oxígeno tiene un n.o. igual a -2 y se oxida dando oxígeno molecular que tiene, por convenio, un n.o. igual 0.

El cloro gana electrones y el oxígeno los pierde (concepto electrónico). El cloro disminuye el número de oxidación y el oxígeno lo aumenta. **Es un proceso redox.**

c) No hay proceso redox. Es una reacción ácido base.

$$2\,\overset{+1}{Na}\overset{+1}{H}\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

$$HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

No es un proceso redox.

d) **Hay un proceso redox**, en el que el estaño y el cobalto participan.

$$\overset{+2}{Sn} \rightarrow \overset{+4}{Sn} + 2\,e^-$$

$$\overset{+3}{Co} + 1\,e^- \rightarrow \overset{+2}{Co}$$

La **especie oxidante** es el Co(III). En el primer miembro de la reacción, el cobalto tiene un n.o. igual a +3, en el segundo miembro de la reacción, tiene un n.o. igual a +2.

La **especie reductora** es el Sn(II). El estaño presenta en el primer término un n.o. igual a +2 y se oxida a su ion que tiene un n.o. igual +4.

El Co(III) gana electrones y el Sn(II) los pierde (concepto electrónico). El cobalto disminuye el número de oxidación y el estaño lo aumenta. **Es un proceso redox.**

3 En los siguientes equilibrios redox señale que sustancia actúa como reductor (pierde electrones) y que sustancia actúa como oxidante (gana electrones):

a) $2\,Cu + O_2 \rightarrow 2\,CuO$

b) $3\,Cl_2 + 2\,Sb \rightarrow 2\,SbCl_3$

c) $3\,H_2S + 4\,ClO_3^- \rightarrow 3\,SO_4^{2-} + 6\,H^+ + 4\,Cl^-$

d) $3\,HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2\,NO + H_2O$

Solución

a) Se desglosa la reacción global en sus semirreacciones:

Reacción global: $2\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ CuO$

Semirreacción de oxidación: $2\ Cu \rightarrow 2\ Cu^{2+} + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$

El cobre pierde electrones → es el REDUCTOR.

El oxígeno gana electrones → es el OXIDANTE.

b) Igual que antes:

Reacción global: $3\ Cl_2 + 2\ Sb \rightarrow 2\ SbCl_3$

Semirreacción de oxidación: $Sb \rightarrow Sb^{3+} + 3\ e^-$

Semirreacción de reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow Cl^-$

El antimonio pierde electrones → es el REDUCTOR.

El cloro gana electrones → es el OXIDANTE.

c) Igual que antes:

Reacción global: $3\ H_2S + 4\ ClO_3^- \rightarrow 3\ SO_4^{2-} + 6\ H^+ + 4\ Cl^-$

Semirreacción de oxidación: $H_2S \rightarrow SO_4^{2-} + 4\ e^-$

Semirreacción de reducción: $ClO_3^- + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$

El hierro pierde electrones → es el REDUCTOR.

El azufre gana electrones → es el OXIDANTE.

d) Igual que antes:

Reacción global: $3\ HNO_2 \rightarrow HNO_3 + 2\ NO + H_2O$

Semirreacción de oxidación: $NO_2^- \rightarrow NO_3^- + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $NO_2^- + 1\ e^- \rightarrow NO$

El ion nitrito (NO_2^-) se comporta a la vez como oxidante y como reductor.

4 La disolución de cobre metálico en ácido sulfúrico concentrado es un proceso redox con desprendimiento de dióxido de azufre. Escriba la reacción que tiene lugar e indique quien es el agente oxidante y quien el agente reductor.

Solución

La reacción que tendrá lugar será:

Semirreacción de oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $SO_4^{2-} + 2\ e^- \rightarrow SO_2$

La reacción molecular: $Cu + 2\ H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$

El cobre pierde electrones → es el REDUCTOR.

El ácido sulfúrico gana electrones → es el OXIDANTE.

5 Señalar en las siguientes reacciones el elemento oxidado, el reducido, el oxidante y el reductor:

a) $2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 3\ ZnO + 2\ SO_2$

b) $2\ H_2SO_4 + S \rightarrow 3\ SO_2 + 2\ H_2O$

c) $4\ Zn + 10\ HNO_3 \rightarrow 4\ Zn(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$

Solución

Se desglosan las reacciones globales en sus semirreacciones para identificar mejor los elementos a señalar:

a) Reacción global: $2\ ZnS + 3\ O_2 \rightarrow 3\ ZnO + 2\ SO_2$

Semirreacción de oxidación: $S^{2-} \rightarrow SO_2 + 4\ e^-$

Semirreacción de reducción: $O_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ O^-$

El azufre pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO.

El oxígeno gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO.

b) Reacción global: $2\ H_2SO_4 + S \rightarrow 3\ SO_2 + 2\ H_2O$

Semirreacción de oxidación: $S \rightarrow SO_2 + 4\ e^-$

Semirreacción de reducción: $SO_4^{2-} + 4\ e^- \rightarrow SO_2$

El azufre pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO.

El ion sulfato gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO.

Obsérvese que ambos dan el mismo compuesto al oxidarse y reducirse.

c) Reacción global: $4\ Zn + 10\ HNO_3 \rightarrow 4\ Zn(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$

Semirreacción de oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Semirreacción de reducción: $NO_3^- + 3\ e^- \rightarrow NO$

El cinc pierde electrones → es el REDUCTOR y el elemento OXIDADO.

El ion nitrato gana electrones → es un OXIDANTE y el elemento REDUCIDO.

6 Asignar el número de oxidación a los elementos de las siguientes especies químicas:

a) $Ca_3(PO_4)_2$

b) $Na_2B_4O_7$

c) BiO_3^-

d) UO_2^{2+}

Solución

a) Según las reglas dadas, los metales alcalinoterrreos tienen un n.o. +2, y el oxígeno, n.o. -2, para que la suma algebraica de la sustancia neutra sea cero, el n.o. del fósforo deberá ser +5.

$3 \times n.o.(Ca) + 2 \times n.o.(P) + 8 \times n.o.(O) = 0$

$3 \times n.o.(+2) + 2 \times n.o.(+5) + 8 \times n.o.(-2) = 0$

b) Según las reglas dadas, los metales alcalinos tienen un n.o. +1, el oxígeno tendrá n.o. -2, para que la suma algebraica de la sustancia neutra sea cero, el n.o. del boro deberá ser +3.

$2 \times n.o.(Na) + 4 \times n.o.(B) + 7 \times n.o.(O) = 0$

$2 \times n.o.(+1) + 4 \times n.o.(+3) + 7 \times n.o.(-2) = 0$

c) Según las reglas dadas, el oxígeno tiene un n.o. -2, para que la suma algebraica de la sustancia sea -1, el n.o. del bismuto deberá ser +5.

n.o.(Bi) + 3 × n.o.(O) = -1

n.o.(+5) + 3 × n.o.(-2) = -1

d) Según las reglas dadas, el oxígeno tendrá n.o. -2, para que la suma algebraica de la sustancia sea +2, el n.o. del uranio deberá ser +6.

n.o.(U) + 2 × n.o.(O) = +2

n.o.(+6) + 2 × n.o.(-2) = +2

7 Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la siguiente reacción redox:

$$2\ KMnO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 5\ Cl_2 + H_2O$$

Solución

La **especie oxidante** es el permanganato

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

En el primer miembro de la reacción:

n.o.(Mn) + 4 × n.o.(O) = -1; n.o.(Mn)= -1 -4 × (-2) = +7

En el segundo miembro de la reacción:

n.o.(Mn) + 2 × n.o.(Cl) = 0; n.o.(Mn)= -2 × (-1) = +2

$$\left(\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4}\right)^{2-} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$$

Según esto se puede decir que:

El manganeso pierde oxígeno (concepto tradicional) o que gana electrones (concepto electrónico). También que el manganeso disminuye el número de oxidación.

El manganeso se reduce.

La **especie reductora** es el cloruro.

$$Cl^- \rightarrow Cl_2$$

En esta reacción, por convenio, el n.o. de los haluros es -1 y del elemento en estado natural cero.

$$2\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + 2\ e^-$$

Según las diferentes definiciones de oxidación reducción:

El cloro gana oxígeno (concepto tradicional) o pierde electrones (concepto electrónico). El cloro aumenta el número de oxidación.

El cloro se oxida.

Los números de oxidación de todos los elementos de la reacción serán:

$$2\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + 16\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + 2\overset{+1}{K}\overset{-1}{Cl} + 5\overset{0}{Cl_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

8 En la siguiente reacción, ¿qué pares redox intervienen y qué elemento actúa como oxidante y como reductor?

$$Mg + 2\ Ag^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2\ Ag$$

Solución

Las semireacciones serán:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$$

El reductor es el magnesio metálico y su oxidante conjugado el ion magnésico.

$$Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$$

El oxidante es el ion de plata y la plata metálica su reductor conjugado.

Los pares redox serán [Ox]/[Red]: Mg^{2+}/Mg y Ag^+/Ag

En esta reacción, el agente oxidante es el ion plata y el reductor el magnesio metálico.

9 Dados los pares redox: Fe^{2+}/Fe y Zn^{2+}/Zn, y sabiendo que el cinc tiene mayor poder reductor que el hierro, escriba y ajuste la reacción que tendría lugar espontáneamente, indicando quien es el oxidante y quien el reductor.

Solución

Si el cinc es mejor reductor que el hierro, este último se comportará como oxidante frente al cinc. La reacción que tendrá lugar espontáneamente será:

Reacción de oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Reacción de reducción: $Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$

Reacción global: $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$

10 Consultando la Figura 11, ordene de mayor a menor poder reductor los siguientes elementos y escriba los respectivos pares redox conjugados (Ox/Red):

Sn, Na, Ag , Fe

Solución

Los elementos reductores son los que aparecen en la columna izquierda de la Figura 11 de mayor a menor, por lo que:

Na > Fe > Sn> Ag

Más reductor ➔ Menos reductor

Los pares conjugados serán:

Na^+/Na; Fe^{2+}/Fe; Sn^{2+}/Sn; Ag^+/Ag

11 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$KClO_3 + CoCl_2 + KOH \rightarrow KCl + Co_2O_3 + H_2O$$

Solución

Oxidación: $ClO_3^- \rightarrow Cl^- + 6\ e^-$

(se ajustan los oxígenos) $ClO_3^- + 6\ OH^- \rightarrow Cl^- + 3\ H_2O + 6\ e^-$

Reducción: $Co^{2+} + 1\ e^- \rightarrow Co^{3+}$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $ClO_3^- + 6\ OH^- \rightarrow Cl^- + 3\ H_2O + 6\ e^-$

Semirreacción de **reducción**: $6 \times [Co^{2+} + 1\ e^- \rightarrow Co^{3+}]$

Reacción iónica ajustada $ClO_3^- + 6\ Co^{2+} + 6\ OH^- \rightarrow Cl^- + 6\ Co^{3+} + 3\ H_2O$

Reacción molecular ajustada:

$$KClO_3 + 6\ CoCl_2 + 12\ KOH \rightarrow 13\ KCl + 3\ Co_2O_3 + 6\ H_2O$$

12 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + H_2$$

Solución

Oxidación: $Al \rightarrow AlO_2^- + 3\ e^-$

(se ajustan los oxígenos) $Al + 4\ OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2\ H_2O + 3\ e^-$

Reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $2 \times [\ Al + 4\ OH^- \rightarrow AlO_2^- + 2\ H_2O + 3\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $3 \times [\ 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2]$

Reacción iónica ajustada $2\ Al + 6\ H^+ + 8\ OH^- \rightarrow 2\ AlO_2^- + 3\ H_2 + 4\ H_2O$

Reacción molecular ajustada:

$$2\ Al + 2\ NaOH + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaAlO_2 + 3\ H_2$$

13 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$FeSO_4 + HBrO + HCl \rightarrow FeCl_3 + HBr + H_2SO_4 + H_2O$$

Solución

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$

Reducción: $BrO^- + 2\ e^- \rightarrow Br^-$

(se ajustan los oxígenos) $BrO^- + 2\ e^- \rightarrow Br^- + H_2O$

(se ajustan los hidrógenos) $BrO^- + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Br^- + H_2O$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $2 \times [Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $BrO^- + 2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow Br^- + H_2O$

Reacción iónica ajustada $BrO^- + 2\ Fe^{2+} + 2\ H^+ \rightarrow Br + 2\ Fe^{3+} + H_2O$

Reacción molecular ajustada:

$$2\ FeSO_4 + HBrO + 6\ HCl \rightarrow 2\ FeCl_3 + HBr + 2\ H_2SO_4 + H_2O$$

14 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$H_3AsO_4 + Zn + HCl \rightarrow AsH_3 + ZnCl_2 + H_2O$$

Solución

Oxidación: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Reducción: $AsO_4^{3-} + 8\ e^- \rightarrow As^{3-}$

(se ajustan los oxígenos) $AsO_4^{3-} + 8\ e^- \rightarrow As^{3-} + 4\ H_2O$

(se ajustan los hidrógenos) $AsO_4^{3-} + 8\ H^+ + 8\ e^- \rightarrow As^{3-} + 4\ H_2O$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $4 \times [\ Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $AsO_4^{3-} + 8\ H^+ + 8\ e^- \rightarrow As^{3-} + 4\ H_2O$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{AsO_4^{3-} + 4\ Zn + 8\ H^+ \rightarrow As^{3-} + 4\ Zn^{2+} + 4\ H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{H_3AsO_4 + 4\ Zn + 8\ HCl \rightarrow AsH_3 + 4\ ZnCl_2 + 4\ H_2O}$$

15 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$KMnO_4 + 3\ NH_3 \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + KOH + H_2O$$

Solución

Oxidación: $NH_3 \rightarrow NO_3^- + 8\ e^-$

(se ajustan los oxígenos) $NH_3 + 9\ OH^- \rightarrow NO_3^- + 6\ H_2O + 8\ e^-$

Reducción: $MnO_4^- + 3\ e^- \rightarrow MnO_2$

(se ajustan los oxígenos) $MnO_4^- + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-$

Ajustando masa y carga:

Semirreacción de **oxidación**: $3 \times [NH_3 + 9\ OH^- \rightarrow NO_3^- + 6\ H_2O + 8\ e^-]$

Semirreacción de **reducción**: $8 \times [MnO_4^- + 2\ H_2O + 3\ e^- \rightarrow MnO_2 + 4\ OH^-]$

Reacción iónica ajustada $\mathbf{8\ MnO_4^- + 3\ NH_3 + 5\ OH^- \rightarrow 3\ NO_3^- + 8\ MnO_2 + 4\ H_2O}$

Reacción molecular ajustada:

$$\mathbf{8\ KMnO_4 + 3\ NH_3 \rightarrow 3\ KNO_3 + 8\ MnO_2 + 5\ KOH + 2\ H_2O}$$

Autoevaluación

1 Indique en las siguientes semirreacciones cuales son reacciones de oxidación y cuales reacciones de reducción.

a) $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\,e^-$

b) $S^{2-} \rightarrow S + 2\,e^-$

c) $SO_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightarrow S + 2\,H_2O$

d) $MnO_2 + 4\,H^+ + 2\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2\,H_2O$

Solución

a y b son reacciones de oxidación.

c y d son reacciones de reducción.

2 Señale cuales de las siguientes reacciones son procesos redox.

a) $3\,HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + 3\,H_2O$

b) $2\,NH_3 + 3\,CuO \rightarrow N_2 + 3\,Cu + 3\,H_2O$

c) $Na_2CO_3 + 2\,HCl \rightarrow CO_2 + NaCl + H_2O$

d) $I_2O_5 + 5\,CO \rightarrow I_2 + 5CO_2$

Solución

a y c son reacciones ácido base.

b y d son procesos redox.

3 En los siguientes equilibrios redox señale que sustancia actúa como reductor (pierde electrones) y que sustancia actúa como oxidante (gana electrones):

a) $2\,HgCl_2 + SnCl_2 \rightarrow Hg_2Cl_2 + SnCl_4$

b) $3\,NO_2 + H_2O \rightarrow NO + 2\,HNO_3$

c) $3\,Ag + 4\,HNO_3 \rightarrow 3\,AgNO_3 + NO + 2\,H_2O$

d) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4\,H_2O$

Solución

a) **El mercurio actúa como oxidante y el estaño como reductor.**

b) **El dióxido de nitrógeno se comporta a la vez como oxidante y reductor.**

c) **La plata metálica es el reductor y el ácido nítrico el oxidante.**

d) **El ion dicromato es el oxidante y el ion amonio el reductor.**

4 La disolución de yodo en ácido nítrico concentrado es un proceso redox con formación de ácido yódico y desprendimiento de monóxido de nitrógeno. Escriba la reacción que tiene lugar e indique quien es el agente oxidante y quien el agente reductor.

Solución

La reacción que tendrá lugar será:

Semirreacción de oxidación: $I_2 \rightarrow 2\ IO_3^- + 5\ e^-$

Semirreacción de reducción: $NO_3^- + 3\ e^- \rightarrow NO$

La reacción molecular: $3\ I_2 + 10\ HSO_3 \rightarrow 6\ HIO_3 + 10\ NO + 2\ H_2O$

El yodo pierde electrones → es el REDUCTOR.

El ácido nítrico gana electrones → es el OXIDANTE.

5 Señalar en las siguientes reacciones el elemento oxidado, el reducido, el oxidante y el reductor:

a) $2\ As_2O_3 + 6\ S_2Cl_2 \rightarrow 3\ SO_2 + 3\ S + 4\ AsCl_3$

b) $4\ FeO + O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

c) $MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$

Solución

a) **El azufre del dicloruro de diazufre actúa a la vez reductor y oxidante, por tanto también el elemento oxidado y reducido.**

b) **El hierro pierde electrones, es el reductor y el elemento oxidado. El oxígeno capta electrones, es el oxidante y el elemento reducido.**

c) **El hierro pierde electrones, es el reductor y el elemento oxidado El ion permanganato gana electrones, es el agente oxidante y el elemento reducido.**

6 Asignar el número de oxidación a los elementos de las siguientes especies químicas:

a) $H_2P_2O_7^{2-}$

b) H_2PtCl_6

c) $SrSO_4$

d) SiO_7^{6-}

Solución

a) n.o.(H) = +1, n.o.(P) = +5, n.o.(O) = -2.

b) n.o.(H) = +1, n.o.(Pt) = +4, n.o.(Cl) = -1.

c) n.o.(Sr) = +2, n.o.(S) = +6, n.o.(O) = -2.

d) n.o.(Si) = +8, n.o.(O) = -2.

7 Escribir los números de oxidación encima de cada uno de los átomos que intervienen en la siguiente reacción redox:

$$P_4 + 3\ KOH + 3\ H_2O \rightarrow 3\ KPH_2O_2 + PH_3$$

Solución

$$\overset{0}{P}_4 + 3\overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + 3\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O} \rightarrow 3\overset{+1}{K}\overset{+1}{P}\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}_2 + \overset{-3}{P}\overset{+1}{H}_3$$

8 En la siguiente reacción, ¿qué pares redox intervienen y qué elemento actúa como oxidante y como reductor?

$$Pb + Cl_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Cl^-$$

Solución

Los pares redox serán [Ox]/[Red]: Pb^{2+}/Pb y Cl_2/Cl^-

En esta reacción, el agente oxidante es el cloro y el reductor es el plomo.

9 Dados los pares redox: I_2/I^- y H^+/H_2, y sabiendo que el yodo tiene mayor poder oxidante que H^+, escriba y ajuste la reacción que tendría lugar espontáneamente, indicando quien es el oxidante y quien el reductor.

Solución

Si el yodo es mejor oxidante que el protón, este último se comportará como reductor frente al yodo. La reacción que tendrá lugar espontáneamente será:

$$I_2 + H_2 \rightarrow 2\ HI$$

10 Consultando la Figura 11, ordene de mayor a menor poder oxidante los siguientes elementos y escriba los respectivos pares redox conjugados (Ox/Red):

$$I_2,\ Cl_2,\ F_2,\ Br_2$$

Solución

Los elementos reductores son los que aparecen en la columna derecha de la Figura 11 de mayor a menor, por lo que:

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

Más oxidante ➔ Menos oxidante

Los pares conjugados serán:

$$F_2/F^-;\ Cl_2/Cl^-;\ Br_2/Br^-;\ I_2/I^-$$

11 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$CrI_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KIO_4 + KCl + H_2O$$

Solución

Reacción molecular ajustada:

$$2\ CrI_3 + 27\ Cl_2 + 64\ KOH \rightarrow 2\ K_2CrO_4 + 6\ KIO_4 + 54\ KCl + 32\ H_2O$$

12 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$MnO_4^- + H_2O_2 + H^+ \rightarrow Mn^{+2} + O_2 + H_2O$$

Solución

Reacción molecular ajustada:

$$2\ MnO_4^- + 5\ H_2O_2 + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Mn^{+2} + 5\ O_2 + 8\ H_2O$$

13 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$MnO + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Pb(NO_3)_2 + H_2O$$

Solución

Reacción molecular ajustada:

$$2\ MnO + 5\ PbO_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HMnO_4 + 5\ Pb(NO_3)_2 + 4\ H_2O$$

14 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$[Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O_2 + OH^- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-} + H_2O + O_2$$

Solución

Reacción molecular ajustada:

$$2\ [Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O_2 + 2\ OH^- \rightarrow 2\ [Fe(CN)_6]^{4-} + 2\ H_2O + O_2$$

15 Ajuste por el método del ion-electrón la siguiente reacción iónica:

$$As + KBrO + KOH \rightarrow K_3AsO_4 + KBr + H_2O$$

Solución

Reacción molecular ajustada:

$$2\ As + 5\ KBrO + 6\ KOH \rightarrow 2\ K_3AsO_4 + 5\ KBr + 3\ H_2O$$

TEMA 10

Introducción a la Química Orgánica



Contenidos

— Los compuestos orgánicos. El átomo de carbono y los compuestos orgánicos. Clasificación y funcionalidad de los compuestos orgánicos. Cadenas carbonadas y tipos de átomos de carbono. Nomenclatura.

— Tipos de enlace del carbono. Configuración electrónica del átomo de carbono. Teoría de la hibridación.

— Representación de las moléculas orgánicas. Fórmulas químicas. Modelos moleculares.

— Reacciones orgánicas: naturaleza y clasificación. Ruptura de los enlaces: Reacciones homolíticas y heterolíticas. Clasificación de las reacciones orgánicas. Otras reacciones orgánicas.

— Isomería. Isomería estructural o plana. Isomería espacial o estereoisomería.

Objetivos

— **Conocer los inicios de la Química Orgánica y su trascendencia en la sociedad actual.**

— **Comprender las características únicas del átomo de carbono, que le hacen responsable del elevado número de compuestos orgánicos.**

— **Introducir el concepto de grupo funcional y reconocer los principales grupos funcionales que forman parte de los compuestos orgánicos.**

— **Aprender los diferentes tipos de cadenas carbonadas que pueden presentar los compuestos orgánicos, así como los tipos de átomos de carbono.**

— **Conocer las normas generales para nombrar y formular los compuestos orgánicos.**

— **Recordar la configuración electrónica del átomo de carbono y estudiar mediante la teoría de la hibridación las posibilidades de hibridación de sus orbitales, para formar enlaces sencillos, dobles y triples.**

— **Conocer las diferentes fórmulas químicas que se pueden emplear para representar simbólicamente los elementos que constituyen las moléculas.**

— **Conocer los modelos moleculares más ampliamente utilizados para visualizar la estructura tridimensional de las moléculas.**

— **Entender las posibles formas de ruptura del enlace covalente en los compuestos orgánicos, así como las principales reacciones químicas en las que participan las moléculas orgánicas.**

— **Aprender el concepto de isomería y saber reconocer los distintos tipos de isomería estructural o plana y espacial o estereoisomería.**

Introducción

La **Química Orgánica** es una rama de la Química que estudia la estructura, síntesis y reactividad de los compuestos que contienen el elemento carbono como unidad estructural, es por ello que se le denomina **Química del Carbono**. Estos compuestos están constituidos por moléculas conformadas por enlaces covalentes carbono-carbono y/o carbono-hidrógeno, las cuales pueden contener otros elementos como oxígeno, nitrógeno, azufre, halógenos, fósforo o silicio.

En los inicios de la Química, al final del siglo XVII, los científicos clasificaban las sustancias naturales en función de su origen, estableciendo la existencia de sustancias vegetales, sustancias animales y sustancias minerales. Sin embargo, el químico y biólogo Antoine Lavoisier (1743-1794) (Figura 1), dictaminó que no existían diferencias entre las sustancias animales y vegetales en lo que a su origen se refería, puesto que la mayoría de los compuestos vegetales y animales contenían carbono, hidrógeno y en ocasiones algún elemento más. Así, se estableció una clara diferenciación entre compuestos procedentes de los seres vivos (animales o vegetales) o compuestos orgánicos, y compuestos procedentes de la materia inanimada o compuestos inorgánicos.

El químico sueco Jöns Jakob Berzelius (1779-1848) (Figura 1) fue el primero en acuñar el término de la Química Orgánica como el estudio de los compuestos producidos por los organismos vivos o compuestos orgánicos, y en afirmar, junto con otros científicos de la época, que estas sustancias orgánicas estaban dotadas de una misteriosa «fuerza vital» (teoría del vitalismo), que impedía su síntesis en el laboratorio en ausencia de la acción de un organismo vivo, hecho que sí se había logrado con las especies inorgánicas.

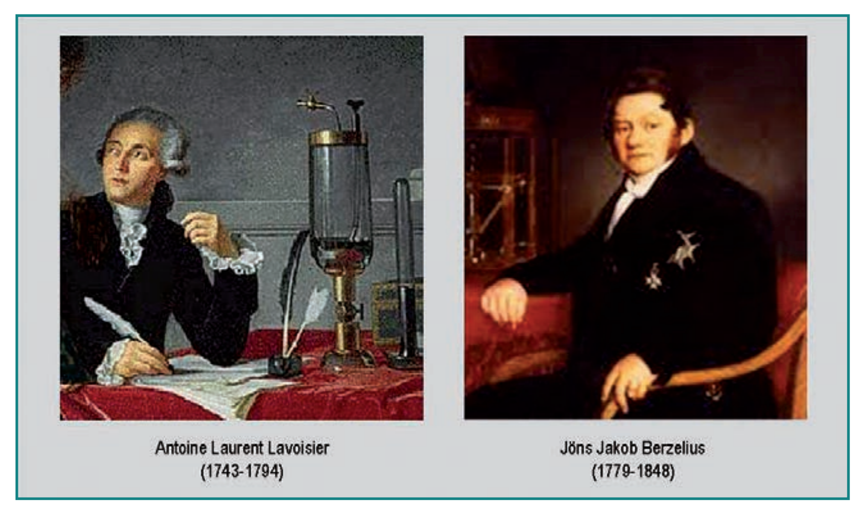


Figura 1. Antoine Lavoisier y Jöns Jakob Berzelius.

Esta teoría del vitalismo comenzó a resquebrajarse cuando en 1828 el químico alemán Friedrich Wöhler (1800-1882), consiguió sintetizar por primera vez en el laboratorio, y por casualidad, la urea (compuesto orgánico que se encuentra en la orina de la mayoría de los animales, ya conocido en aquella época), mientras estudiaba las propiedades de los cianatos. Wöhler en uno de sus experimentos calentó cianato amónico, y en el transcurso del calentamiento observó la formación de unos cristales incoloros de gran tamaño que no pertenecían al compuesto de partida (Figura 2). Estudios posteriores demostraron que se trataba del compuesto orgánico urea, y que éste se podía conseguir a partir de una sal inorgánica. Este hecho, sin duda, puede ser considerado como un hito histórico que ha marcado el nacimiento de la Química Orgánica.

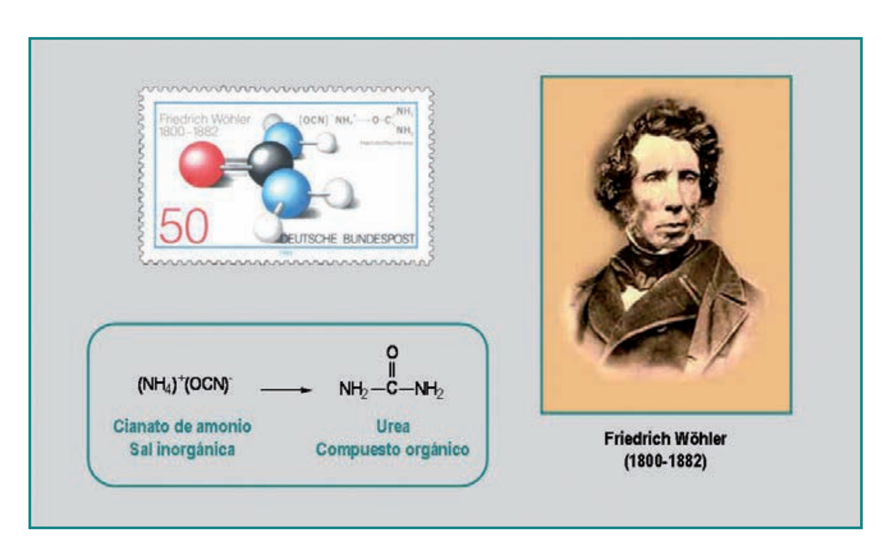


Figura 2. Friedrich Wöhler y la síntesis de la urea, primer compuesto orgánico sintetizado en un laboratorio.

Los hallazgos de Wöhler motivaron a otros científicos a seguir trabajando sobre la síntesis de moléculas orgánicas. Así, años más tarde, A. W. Kolbe (1818-1884) y Pierre E. M. Berthelot (1827-1907) consiguieron sintetizar moléculas sencillas como ácido acético y metano, entre otras, a partir de las sustancias elementales que las constituyen. Además, Berthelot logró obtener en el laboratorio una grasa que era idéntica a la triesterina, sustancia procedente de las grasas naturales. A estos descubrimientos, le siguieron otros muchos que derribaron definitivamente la teoría del vitalismo.

Desde el experimento de Wöhler, y con el desarrollo de las técnicas de análisis, se han conseguido sintetizar a día de hoy más de diez millones de compuestos orgánicos. Probablemente la Química Orgánica sea una de las ramas más importantes de la Química, puesto que sus aportes han afectado y afectan de manera extraordinaria a la vida cotidiana del hombre actual en múltiples facetas.

La Química Orgánica es fundamental para la biología, puesto que todos los compuestos responsables de la vida son moléculas orgánicas (proteínas, vitaminas, enzimas, hormonas, azúcares,…). Es igualmente esencial para el desarrollo de la medicina y la farmacología mediante el diseño y la síntesis de nuevos fármacos, materiales y tratamientos terapéuticos. Además, supone un aporte esencial para el avance de la sociedad y el aumento del bienestar en el campo de la tecnología (síntesis de tintes, pinturas, nuevos materiales de construcción, pegamentos, plásticos, gasolinas, tejidos,…), de la agricultura (pesticidas, abonos, fertilizantes,…) y de la alimentación (síntesis de colorantes, conservantes,…). (Figura 3).



Figura 3. Aplicaciones de la Química Orgánica en la sociedad.

Desarrollo de los contenidos

1. LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS

1.1. El átomo de carbono y los compuestos orgánicos

El átomo de carbono posee unas características únicas, responsables de la existencia del elevado número de compuestos orgánicos existentes, tanto naturales como sintéticos. Presenta una configuración electrónica tal, que le confiere una elevada capacidad de combinación (Figura 4). Así, el átomo de carbono puede:

— Unirse a otros átomos de carbono mediante enlaces que confieren gran estabilidad a la molécula (esto no ocurre con otros átomos). Tiene la posibilidad de combinarse con un máximo de cuatro átomos de carbono mediante un enlace covalente. Este enlace puede ser sencillo, doble o triple (Figura 4 A, B y C).

— Formar enlace con otros elementos del Sistema Periódico, fundamentalmente hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y halógenos (Figura 4 D).

— Constituir cadenas de variada longitud, (**cadenas carbonadas**, que pueden contener un número ilimitado de átomos de carbono) y disposición (lineal, ramificada, cíclica) al unirse a otros átomos de carbono (Figura 4 E y F).

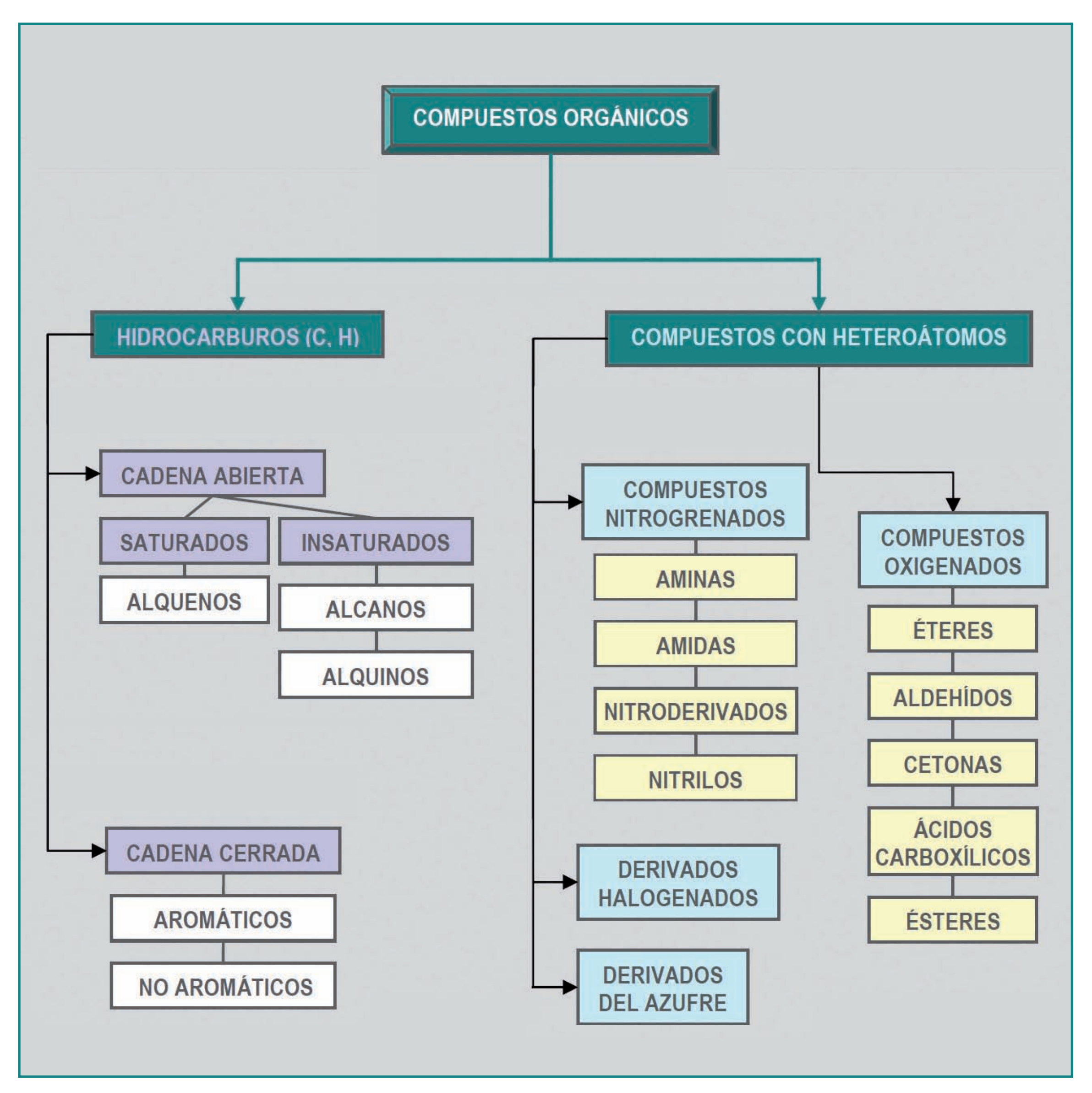
Figura 4. Múltiples posibilidades de combinación del átomo de carbono.
A) Enlace simple. B) Enlace doble. C) Enlace triple. D) Enlace a otros átomos diferentes del carbono.
E) Cadena abierta y con ramificaciones. F) Cadena cerrada y con ramificaciones.

1.2. Clasificación y funcionalidad de los compuestos orgánicos

Los compuestos orgánicos, en función del tipo de átomos que contienen, se pueden agrupar en dos grandes bloques, tal y como muestra el Esquema 1:

— **Hidrocarburos.** Compuestos constituidos por átomos de carbono e hidrógeno exclusivamente. Estos a su vez pueden ser de cadena abierta (lineales) o de cadena cerrada (cíclicos). Además, pueden presentar enlaces sencillos (saturados) o dobles o triples enlaces (insaturados).

— **Compuestos orgánicos con heteroátomos.** Compuestos orgánicos que contienen además de carbono e hidrógeno, otros átomos como nitrógeno, oxígeno, azufre y halógenos. También pueden adquirir una estructura lineal o cíclica, saturada o insaturada.



Esquema 1. Clasificación de los compuestos orgánicos en función de los átomos que los constituyen.

Además, los compuestos orgánicos se pueden clasificar en familias atendiendo al **Grupo funcional** que contienen. Se denomina grupo funcional al átomo o grupo de átomos unidos entre sí de la misma manera, que le confieren al compuesto orgánico una serie de propiedades características. En la Tabla 1 se muestran las principales familias de compuestos orgánicos, indicando su grupo funcional y fórmula general, dónde R y R´ constituyen el resto de la cadena carbonada.

Tabla 1. Clasificación de los compuestos orgánicos atendiendo a su grupo funcional. En la fórmula general R y R´ constituyen el resto de la cadena carbonada

Familia de compuestos	Grupo funcional	Nombre grupo funcional	Fórmula general	Ejemplo
Hidrocarburos saturados	$-\overset{\mid}{\underset{\mid}{C}}-\overset{\mid}{\underset{\mid}{C}}-$	Alcano	$R-H$	CH_3-CH_3 Etano
Hidrocarburos etilénicos	$\rangle C=C \langle$	Alqueno	$R-CH=CH-R$`	$CH_3-CH=CH_2$ Propeno
Hidrocarburos acetilénicos	$-C\equiv C-$	Alquino	$R-C\equiv C-R'$	$CH_3-C\equiv CH$ Propino
Hidrocarburos aromáticos	⌬	Fenilo	⌬	⌬ Benceno
Derivados halogenados	$-X$	Haluro	$R-X$	CH_3-Cl Cloruro de metilo
Alcoholes	$-O-H$	Hidróxilo	$R-OH$	CH_3-CH_2OH Etanol
Éteres	$-O-R'$	Oxi	$R-O-R'$	$CH_3-CH_2-O-CH_3$ Etil metil éter
Aldehídos	$-C\begin{smallmatrix}/\!\!/ O\\ \backslash H\end{smallmatrix}$	Carbonilo	$R-CHO$	CH_3-CH_2-CHO Propanal
Cetonas	$\rangle C=O$	Carbonilo	$R-CO-R'$	$CH_3-CH_2-CH_3$ Propanona
Ácidos carboxílicos	$-C\begin{smallmatrix}/\!\!/ O\\ \backslash OH\end{smallmatrix}$	Carboxilo	$R-COOH$	CH_3-CH_2-COOH Ácido propanoico
Ésteres	$-C\begin{smallmatrix}/\!\!/ O\\ \backslash O-R'\end{smallmatrix}$	Éster	$R-COO-R'$	$CH_3-COO-CH_3$ Etanoato de metilo
Aminas	$-NH_2$	Amino	$R-NH_2$	$CH_3-CH_2-NH_2$ Etilamina
Amidas	$-C\begin{smallmatrix}/\!\!/ O\\ \backslash NH_2\end{smallmatrix}$	Amido	$R-CO-NH_2$	$CH_3-CO-NH_2$ Etanamida
Nitrilos	$-C\equiv N$	Nitrilo	$R-C\equiv N$	$CH_3-CH_2-C\equiv N$ Propanonitrilo
Nitrocompuestos	$-NO_2$	Nitro	$-R-NO_2$	$CH_3-CH_2-NO_2$ Nitroetano

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Dadas las siguientes moléculas, indicar cómo se pueden clasificar genéricamente:

a) $CH_3–O–CH_2–CH_3$

b) $CH_3–CHOH–CH_3$

c) $CH_3–CH_2–CH_2–CHO$

d) $CH_3–CH_2–CH_2–COOH$

e) $CH_3–CH{=}CH–CH_2$

f) $CH_3–CH_2–C{\equiv}N$

g) $CH_3–CH_2–C{\equiv}C–CH_3$

Solución

a) $CH_3–\mathbf{O}–CH_2–CH_3$ → **Éter**

b) $CH_3–CH\mathbf{OH}–CH_3$ → **Alcohol**

c) $CH_3–CH_2–CH_2–\mathbf{CHO}$ → **Aldehído**

d) $CH_3–CH_2–CH_2–\mathbf{COOH}$ → **Ácido carboxílico**

e) $CH_3–\mathbf{CH}{=}\mathbf{CH}–CH_2$ → **Alqueno**

f) $CH_3–CH_2–\mathbf{C}{\equiv}\mathbf{N}$ → **Nitrilo**

g) $CH_3–CH_2–\mathbf{C}{\equiv}\mathbf{C}–CH_3$ → **Alquino**

Ejercicio 2

De las formulas siguientes, indicar cuál de ellas corresponde a un éster, a una amida, a una cetona y a un éter y representar sus fórmulas.

a) C_3H_8O

b) $C_3H_6O_2$

c) C_2H_5ON

d) C_4H_8O

Solución

a) C_3H_8O → **Éter** → $CH_3–\mathbf{O}–CH_2–CH_3$

b) $C_3H_6O_2$ → **Éster** → $CH_3–\mathbf{COO}–CH_3$

c) C_2H_5ON → **Amida** → $CH_3–\mathbf{CO–NH_2}$

d) C_4H_8O → **Cetona** → $CH_3–CH_2–\mathbf{CO}–CH_3$

En Química Orgánica también se suele hablar de **Serie homóloga**. Se trata de un grupo de compuestos que contienen el mismo grupo funcional, es decir, pertenecen a la misma familia, pero se diferencian en la longitud de la cadena carbonada. En la Figura 5 se muestran, como ejemplo, los primeros compuestos de la serie homóloga de los ácidos carboxílicos.

H — COOH	Ácido metanoico
CH_3 — COOH	Ácido etanoico
CH_3 — CH_2 — COOH	Ácido propanoico
CH_3 — CH_2 — CH_2 — COOH	Ácido butanoico

Figura 5. Primeros cuatro compuestos de la serie homóloga de los ácidos carboxílicos.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Escribir la fórmula de un compuesto que pertenezca a la misma serie homóloga de cada uno de los compuestos siguientes:

a) $CH_3–CH_2–CHO$

b) $CH_3–CH_2–CH_2–COOH$

c) $CH_2{=}CH–CH_3$

Identificar el grupo funcional de cada uno de ellos.

Solución

a) $CH_3–CH_2–$**CHO**: **Propanal** → $CH_3–CH_2–CH_2–$**CHO**: **Butanal**.

Estos dos compuestos pertenecen a la serie homóloga de los **Aldehídos**. El grupo funcional presente en esta serie homóloga es el grupo C=O (grupo carbonilo) en un carbono terminal, característico de los Aldehídos.

b) $CH_3–CH_2–CH_2–$**COOH**: **Ácido Butanoico** → $CH_3–$**COOH**: **Ácido etanoico**.

Estos dos compuestos pertenecen a la serie homóloga de los **Ácidos carboxílicos** (ácidos orgánicos). El grupo funcional presente en esta serie homóloga es el grupo –COOH (grupo carboxilo), característico de los Ácidos.

c) $CH_2{=}CH–CH_3$: **Propeno** → $CH_2{=}CH–CH_2–CH_2–CH_3$: **Pent-1-eno**.

Estos dos compuestos pertenecen a la serie homóloga de los **Alquenos** (Hidrocarburos). El grupo funcional presente en esta serie homóloga es el doble enlace carbono-carbono, –C=C–, característico de la función alqueno.

1.3. Cadenas carbonadas y tipos de átomos de carbono

Cadenas carbonadas

Las cadenas carbonadas, como ya hemos visto, pueden ser **abiertas** o **cerradas** (**cíclicas**). Además, en ambos casos, pueden contener **ramificaciones**, es decir, una o varias cadenas laterales unidas a uno o varios átomos de carbono de la «cadena principal», o **heteroátomos**. (Figura 6).

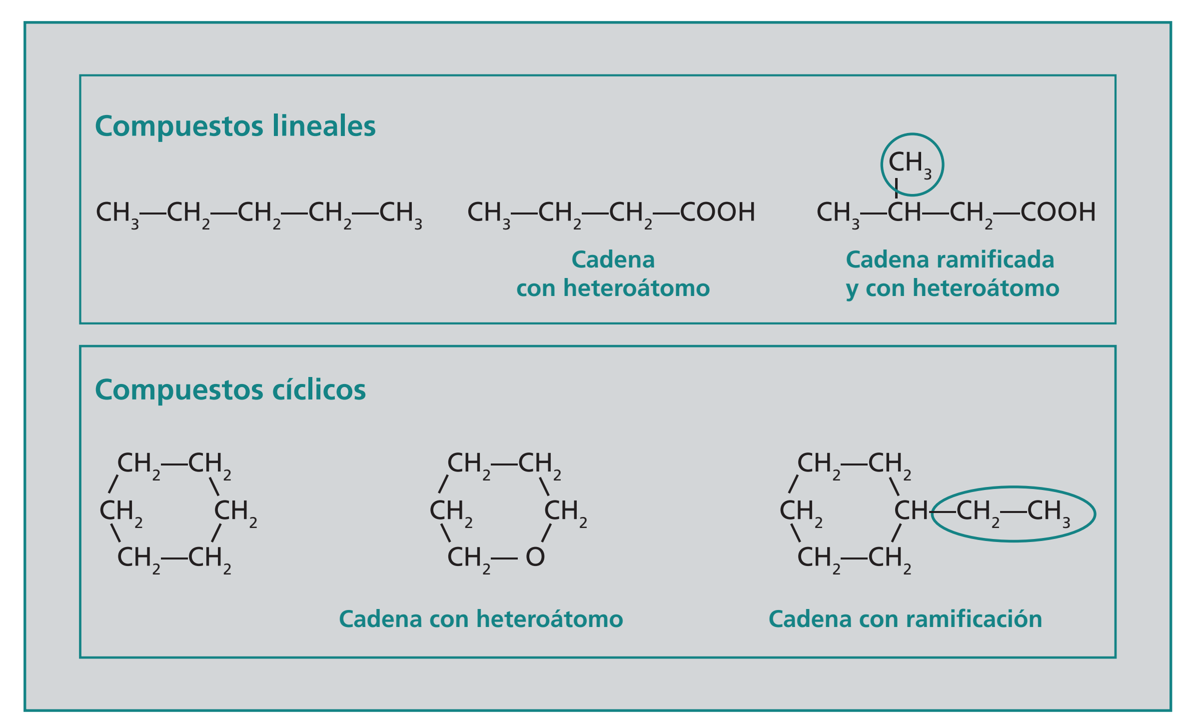


Figura 6. Representación de diferentes compuestos lineales y cíclicos, conteniendo heteroátomos y cadenas ramificadas.

Cuando todos los enlaces que forman parte de una cadena carbonada son sencillos, se dice que ésta es una **cadena saturada**. Por el contrario, si existe algún doble o triple enlace se dice que es una **cadena insaturada**.

Tipos de átomos de carbono

Los átomos de carbono que constituyen las cadenas carbonadas, en función del número de átomos de carbono a los que esté unido, se pueden clasificar en:

— Primarios. Están unidos a un único átomo de carbono.

— Secundarios. Están unidos a dos átomos de carbono.

— Terciarios. Están unidos a tres átomos de carbono.

— Cuaternarios. Están unidos a cuatro átomos de carbono.

En una misma molécula, pueden existir átomos de carbono primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios, tal y como se ve en la molécula representada en la Figura 7.

Carbonos primarios (1)
Carbonos secundarios (2)
Carbonos terciarios (3)
Carbonos cuaternarios (4)

Figura 7. Representación de una molécula conteniendo los diferentes tipos de carbonos posibles: primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

El análisis de un hidrocarburo saturado nos indica que su fórmula molecular es C_7H_{14} y que, además, contiene un sólo átomo de carbono primario. Teniendo en cuenta dichos datos ¿cuáles son las posibles fórmulas desarrolladas que corresponden a este compuesto?

Solución

Las posibles fórmulas que corresponden a un compuesto de fórmula C_7H_{14} con un solo átomo de carbono primario son: *a)* Metilciclohexano, *b)* Etilciclopentano, *c)* Propilciclobutano, *d)* Butilciclopropano. El hecho de que tenga un solo carbono primario, nos da idea de que únicamente posee un grupo CH_3.

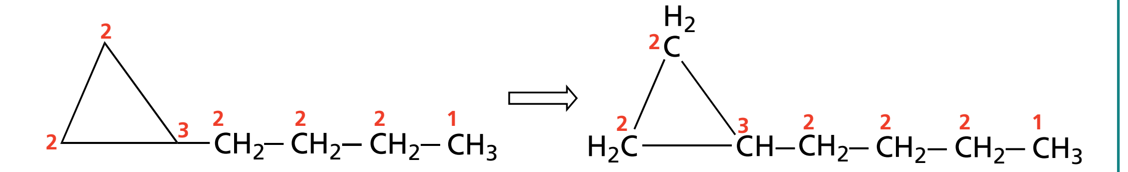
Fórmulas desarrolladas:

a) **Metilciclohexano**

b) **Etilciclopentano**

c) **Propilciclobutano**

d) **Butilciclopropano**



1 → Carbono primario **2** → Carbono secundario **3** → Carbono terciario

Ejercicio 2

Indicar, para todos los átomos de carbono de la siguiente molécula, si se trata de un carbono primario, secundario, terciario o cuaternario: CH_3–$C(CH_3)(CH_2$–$CH_3)$–CH_2–$CH(CH_3)$–CH_3.

Solución

```
        1          1
         CH3        CH3
 1     4 |    2   3 |     1
 CH3 — C — CH2 — CH — CH3
         |
       2 CH2
         |
       1 CH3
```

1 → Carbono primario **2** → Carbono secundario

3 → Carbono terciario **4** → Carbono cuaternario

1.4. Nomenclatura

La formulación y nomenclatura de los compuestos orgánicos se realiza mediante una **nomenclatura sistemática**, siguiendo las indicaciones de la **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), conocido como **sistema IUPAC**.

La nomenclatura de la IUPAC, basada en una serie de reglas sencillas, permite nombrar cualquier compuesto orgánico a partir de su fórmula desarrollada, o viceversa, es decir, formular un compuesto a partir de su denominación.

Además, hay que tener en cuenta que existen muchos compuestos orgánicos que poseen un **nombre tradicional**, derivado de su origen o propiedades, que se siguen utilizando y que es necesario conocer (urea, ácido acético o glicerina).

En la nomenclatura y formulación de los compuestos orgánicos, y siguiendo las normas de la IUPAC, de forma general, hay que tener en cuenta una serie de aspectos:

— El nombre de cualquier compuesto orgánico está formado por una **raíz,** que indica el número de átomos de carbono que contiene la **cadena principal,** y

un **sufijo o terminación,** que indica el grupo funcional principal. La existencia de más grupos funcionales o ramificaciones (**sustituyentes**) se indica con un **prefijo**.

— Se entiende por cadena principal aquella que contiene el mayor número de átomos de carbono (Figura 8, compuesto A). Sin embargo, si el compuesto posee un grupo funcional, éste debe formar parte de la cadena principal. Así, en el ejemplo de la Figura 8, podemos observar como la cadena principal del compuesto B será la formada por 5 átomos de carbono, que es la que contiene el doble enlace, y no la de 6, que se podría formar teniendo en cuenta los carbonos de la cadena lateral.

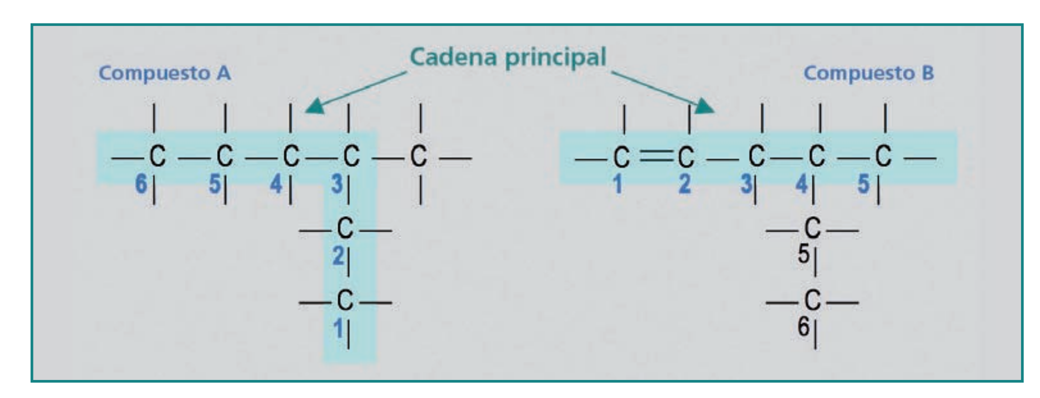


Figura 8. Estructura molecular de dos compuestos A y B, indicando la cadena principal.

— La posición de la cadena lateral o de cualquier otro grupo funcional (sustituyente) que forme parte de la cadena principal se indica mediante un número, denominado **número localizador**. Los números localizadores deben ser lo más bajos posibles. Así, en el compuesto A, puede observarse que se ha comenzado la numeración de la cadena por la parte de abajo, de forma que la cadena ramificada tenga un número localizador de 3, más bajo que si la cadena se enumerara comenzando desde la izquierda (el localizador sería 4).

— Los compuestos orgánicos pueden contener en su estructura varios grupos funcionales. En estos casos, la IUPAC establece un **orden de prioridad** para la identificación de uno de ellos como grupo principal, puesto que éste será el que de nombre al compuesto. En la Tabla 2 se presentan los grupos funcionales más importantes, en orden decreciente de prioridad, junto con su nomenclatura, cuando actúan como grupo principal (sufijo), y cuando actúan como grupos secundarios o sustituyentes (prefijo).

— Cuando un compuesto posee varias cadenas carbonadas, se elige una de ellas como *cadena principal*, y el resto (las ramificaciones) se nombran como sustituyentes de ésta. A la hora de elegir la cadena principal, se debe tener en cuenta que ésta debe contener:

1. La función principal, o el mayor número posible de éstas.
2. El mayor número total de insaturaciones (dobles y triples enlaces).
3. El mayor número de átomos de carbono.
4. El mayor número de sustituyentes.
5. Números localizadores más bajos posibles en la función y en los sustituyentes.

A la hora de aplicar estas normas se sigue el orden indicado hasta que una de ellas señale de manera inequívoca cuál es la cadena principal, prescindiendo, en ese momento, de las normas restantes.

— Una vez elegida la cadena principal, ésta se numera de forma que se asignen los números localizadores más bajos a:

1. Los grupos principales.
2. Las insaturaciones (dobles y triples enlaces).
3. Los sustituyentes designados con *prefijos,* ordenados alfabéticamente.

— Las ramificaciones formadas por radicales alquilo son los grupos que proceden de eliminar un átomo de hidrógeno de los hidrocarburos saturados. Estos se nombran cambiando la terminación del hidrocarburo del que proceden (***–ano***), por la terminación ***–ilo*** o ***–il.*** Por ejemplo, el radical CH_3–CH_2– procede del **etano** (CH_3–CH_3), por tanto, se denomina **etilo** o **etil**.

— La posición de los sustituyentes en la cadena se indica además de con números localizadores, con letras en cursiva (***o–, m–, p–, cis–, trans–,*** etc.). Tanto en un caso como en otro, se separan por comas, y se finaliza con un guión para separarlos del resto del nombre del compuesto. No existen espacios libres en la nomenclatura, excepto en el caso de los ácidos, anhídridos, éteres, ésteres y cetonas, como por ejemplo: Etil metil éter (éter etilmetílico ó metoxietano); Metil propil cetona (ó 2-pentanona); propanoato de fenilo.

— Las funciones o sustituyentes que se repiten varias veces en un compuesto se nombran empleando prefijos de cantidad (**di-, tri-, tetra-,** etc.), para indicar el número de veces que aparecen. Estos prefijos se usan cuando es necesario, pero se ignoran cuando se alfabetizan, es decir, que el compuesto se alfabetiza de acuerdo con su primera letra sin tener en cuenta los posibles prefijos de cantidad como, por ejemplo, el compuesto: 3-Etil-2,2-dimetilpentano.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombrar los siguientes compuestos:

a)

```
          CH3
          |
CH3 — C — CH2 — CH — CH3
          |           |
          CH3         CH3
```

b)

```
CH3 — CH — CH2 — CH2 — CH3
      |
      CH2
      |
      CH3
```

Solución

En general, cuando nos dan el nombre de un compuesto orgánico para representar su fórmula debemos, en primer lugar, buscar la cadena más larga teniendo en cuenta las reglas citadas con anterioridad. A continuación, se numeran los

carbonos comenzando por el extremo que tenga más cerca una ramificación. Se marcan los radicales y se ve a qué carbonos están unidos. Ahora, hay que nombrar los localizadores seguidos de los nombres de los radicales por orden alfabético y por último se nombra la cadena principal con el prefijo correspondiente. Teniendo en cuenta estas normas generales, los compuestos del enunciado se nombran como:

a) **2,2,4-Trimetilpentano**

```
           CH3
 1      2 |    3       4      5
CH3 — C — CH2 — CH — CH3
          |            |
         CH3          CH3
```

b) **5-Etil-3,4,4-trimetilnonano**

```
 9       8       7       6       5
CH3 — CH2 — CH2 — CH2 — CH — CH2 — CH3
                                |
                        CH3 —4 C — CH3
                               3|     2      1
                        CH3 — CH — CH2 — CH3
```

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a)

```
CH3 — CH2 — CH — CH2 — CH — CH2 — CH2 — CH3
             |           |
            CH2         CH2
             |           |
            CH3         CH2
                         |
                        CH2
                         |
                        CH3
```

b)

```
CH3 — CH — CH2 — CH — CH2 —
      |          |
     CH3        CH3
```

Solución

a) **3-Etil-5-propilnonano** → La cadena continua más larga es la que contiene nueve átomos de carbono. A continuación, se numera la cadena comenzando por el extremo que tenga más cerca alguna ramificación, buscando siempre que la serie de números localizadores sea la menor posible, por lo que tenemos los sustituyentes en las posiciones 3 y 5 con grupos metilo y propilo. Si hay varios radicales diferentes en distintos carbonos, se nombran por orden alfabético, anteponiendo su número localizador a cada radical.

```
 1      2      3      4      5
CH3 — CH2 — CH — CH2 — CH — CH2 — CH2 — CH3
             |           |
            CH2        6 CH2
             |           |
            CH3        7 CH2
                         |
                       8 CH2
                         |
                       9 CH3
```

b) **Radical: 2,4-dimetilpentilo** → Los radicales se nombran cambiando la terminación del hidrocarburo del que proceden (*–ano*), por la terminación *–ilo* o *–il*. Al átomo de carbono que lleva la valencia libre se le asigna el número 1, es decir, se comienza la numeración de la cadena radicalaría por el átomo de carbono que está unido directamente a la cadena principal.

$$\overset{5}{CH_3}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{4}{CH}}-\overset{3}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{2}{CH}}-\overset{1}{CH_2}-$$

Ejercicio 3

Nombrar los siguientes compuestos:

a)

$$CH_3-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-CH_2-\underset{\underset{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH_2}}{|}}{\underset{|}{CH_2}}{CH}-CH_2-$$

b)

$$CH_3-\underset{\underset{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH_2}}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}}-CH_3$$

Solución

a) **Radical: 4,4-dimetil-2-propilhexilo** → Los radicales se nombran cambiando la terminación del hidrocarburo del que proceden (*–ano*), por la terminación *–ilo* o *–il*. Los prefijos de cantidad se usan cuando es necesario, pero se ignoran cuando se alfabetiza.

$$\overset{6}{CH_3}-\overset{5}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{\overset{4}{C}}}-\overset{3}{CH_2}-\underset{\underset{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH_2}}{|}}{\underset{|}{CH_2}}{\overset{2}{CH}}-\overset{1}{CH_2}-$$

b) **2,2,3,5,7,7-Hexametilnonano** → La cadena continua más larga es la que contiene nueve átomos de carbono (nonano). A continuación, se numera la cadena comenzando por el extremo que tenga más cerca alguna ramificación, buscando siempre que la posible serie de números localizadores sea la menor posible, por lo que tenemos los sustituyentes en las posiciones 2,2,3,5,7,7, con seis grupos metilo.

$$CH_3-\underset{\underset{\underset{\underset{\overset{9}{CH_3}}{|}}{\overset{8}{CH_2}}}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{\overset{7}{C}}}-\overset{6}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{5}{CH}}-\overset{4}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{3}{CH}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{CH_3}{|}}{\overset{2}{C}}}-\overset{1}{CH_3}$$

Ejercicio 4

Nombrar los siguientes compuestos:

a)

CH_3
|
CH_2 $\qquad\qquad\qquad$ CH_3
| $\qquad\qquad\qquad\qquad$ |
$CH_3—CH_2—C—CH_2—CH_2—C—CH_2—CH_3$
| $\qquad\qquad\qquad\qquad$ |
CH_2 $\qquad\qquad\qquad$ CH_2
| $\qquad\qquad\qquad\qquad$ |
CH_3 $\qquad\qquad\qquad$ CH_3

b)

H_3C $\qquad\qquad\qquad$ $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
H_3C $\qquad\qquad\qquad$ $C—CH_3$
$\qquad\qquad$ H_3C $\qquad$ CH_3

Solución

a) **3,3,6-Trietil-6-metiloctano**. Se siguen las mismas reglas que en el ejercicio 3 (b). Los prefijos de cantidad se usan cuando es necesario, pero se ignoran cuando se alfabetiza.

CH_3
|
CH_2 $\qquad\qquad\qquad$ CH_3
1 $\quad$ 2 $\quad$ 3| $\quad$ 4 $\quad$ 5 $\quad$ 6| $\quad$ 7 $\quad$ 8
$CH_3—CH_2—C—CH_2—CH_2—C—CH_2—CH_3$
| $\qquad\qquad\qquad\qquad$ |
CH_2 $\qquad\qquad\qquad$ CH_2
| $\qquad\qquad\qquad\qquad$ |
CH_3 $\qquad\qquad\qquad$ CH_3

b) **1-Butil-1-*terc*-butil-4,4-dimetilciclohexano** → Los cicloalcanos se nombran anteponiendo el prefijo «ciclo-» al nombre del alcano de cadena abierta que tenga el mismo número de átomos de carbono. La nomenclatura IUPAC admite los nombres tradicionales de algunos radicales substituidos, lo que nos facilita su nomenclatura. Entre ellos, se encuentra el radical *terc*-butilo (que es un butilo terciario, es decir, 1,1-dimetiletilo).

5 $\quad$ 6
H_3C 4 $\qquad\qquad$ 1 $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
H_3C $\qquad\qquad\qquad$ $C—CH_3$
3 $\quad$ 2 H_3C $\qquad$ CH_3

Ejercicio 5

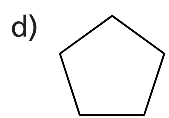
Nombrar los siguientes compuestos:

a)
$$\begin{array}{l} CH{\equiv}C{-}CH{-}CH_2{-}C{\equiv}C{-}CH_3 \\ \qquad\quad\;| \\ \qquad\quad CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \end{array}$$

b) $CH_2{=}CH{-}C{\equiv}CH$

c) $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_2{-}CH{=}CH{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$

d)



Solución

Para solucionar este ejercicio tenemos que recordar que en los Alquenos y Alquinos se debe escoger como cadena principal la más larga que contenga el doble o triple enlace. Si tenemos ramificaciones, se toma como cadena principal la que contenga el mayor número de insaturaciones, aunque sea más corta que las otras. Se comienza a numerar por el extremo más cercano al doble o triple enlace, y se nombra el hidrocarburo especificando el primer carbono que contiene ese doble o triple enlace. Cuando hay más de un doble enlace se emplean las terminaciones «***dieno, trieno***», etc, e igualmente en los alquinos con su terminación correspondiente, «***diino***, etc.». Las demás reglas son las generales de nomenclatura orgánica citadas en los ejercicios anteriores.

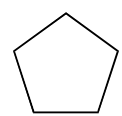
a) **3-Propil-1,5-heptadiino** → Elegimos como cadena principal la más larga que contenga el triple enlace, en este caso siete carbonos. Comenzamos a numerar por el extremo más cercano al triple enlace, 1 y 5. Ahora, vemos que el radical propilo está situado en la posición 3 del esqueleto carbonado.

$$\begin{array}{l} \overset{1}{CH}{\equiv}\overset{2}{C}{-}\overset{3}{CH}{-}\overset{4}{CH_2}{-}\overset{5}{C}{\equiv}\overset{6}{C}{-}\overset{7}{CH_3} \\ \qquad\quad\;| \\ \qquad\quad CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \end{array}$$

b) **1-Buten-3-ino** → $CH_2{=}CH{-}C{\equiv}CH$

c) **5,7-Decadien-2-ino** → $\overset{1}{CH_3}{-}\overset{2}{C}{\equiv}\overset{3}{C}{-}\overset{4}{CH_2}{-}\overset{5}{CH}{=}\overset{6}{CH}{-}\overset{7}{CH}{=}\overset{8}{CH}{-}\overset{9}{CH_2}{-}\overset{10}{CH_3}$

d) **Ciclopentano** → Los cicloalcanos se nombran anteponiendo el prefijo «*ciclo-*» al nombre del alcano de cadena abierta que tenga el mismo número de átomos de carbono.



Estrictamente, la IUPAC recomienda anteponer el número localizador a la terminación específica de la función, tal es el caso del ejercicio *b)* y *c)*.

Ejercicio 6

Representar los siguientes compuestos:

a) Benzamida.

b) Ciclohexanocarboxilato de metilo.

c) 2-Metilpropionitrilo.

d) 2-Propinilamina.

Solución

En primer lugar, representamos la cadena más larga de carbonos o el ciclo. A continuación, situamos los radicales, con la ayuda del localizador, en la posición indicada del esqueleto carbonado. Finalmente completamos la cadena de carbonos con hidrógenos hasta completar los cuatro enlaces de cada carbono, y ya tenemos la representación del compuesto.

a) **Benzamida** → La terminación «amida» significa que tiene el grupo funcional amido ($-CO-NH_2$) unido a un benceno (hidrocarburo aromático).

$$C_6H_5-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$$

b) **Ciclohexanocarboxilato de metilo** → La terminación «-oato de ...ilo» significa que el grupo funcional es un éster con un grupo metilo ($-COO-CH_3$), y se encuentra unido a un hidrocarburo, cicloalcano, el ciclohexano.

$$C_6H_{11}-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-O-CH_2-CH_3$$

c) **2-Metilpropanonitrilo** → La terminación «nitrilo» significa que el grupo funcional es un grupo nitrilo ($-CN$), y se encuentra unido a un hidrocarburo (alcano) con un sustituyente o ramificación en su cadena (un grupo metilo en la posición 2 de la cadena).

$$N\equiv\overset{1}{C}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{2}{C}H}}-\overset{3}{C}H_3$$

d) **2-Propinilamina** → La terminación «amina» significa que el grupo funcional es un grupo amino ($-NH_2$), y se encuentra unido a un hidrocarburo con un triple enlace: alquino (en la posición 2 de la cadena).

$$\overset{3}{C}H\equiv\overset{2}{C}-\overset{1}{C}H_2-NH_2$$

Tabla 2. Orden de prioridad (decreciente) de los principales grupos funcionales, y su nomenclatura

Función	Grupo funcional	Sufijo grupo principal	Prefijo grupo secundario
Ácido	$-C(=O)OH$	Ácido… -oico	carboxi-
Éster	$-C(=O)O-R'$	-oato de ...ilo	alcoxicarbonil- / alquiloxicarbonil-
Amida	$-C(=O)NH_2$	-amida	carbamoil- / amido-
Nitrilo	$-C\equiv N$	-nitrilo	ciano-
Aldehído	$-C(=O)H$	-al	formil-
Cetona	$>C=O$	-ona	oxo-
Alcohol/fenol	$-O-H$	-ol	hidroxi-
Amina	$-NH_2$	-amina	amino-
Éter	$-O-R'$	-éter/-oxi	alcoxi-
Alqueno	$>C=C<$	-eno	alquenil (-enil)
Alquino	$-C\equiv C-$	-ino	alquinil (-inil)
Alcano	$-\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}-\overset{\vert}{\underset{\vert}{C}}-$	-ano	alquil (-ilo / -il)
Haluro	$-X$	haluro de ...ilo	halo-
Nitrocompuesto	$-NO_2$		nitro-

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Si tenemos el compuesto: CH_3–CH=CH–CO–CHCl–CHO, indicar, razonando la respuesta, cuáles son los grupos funcionales presentes en el mismo, cuál será la función química del compuesto y nombrarlo.

Solución

En el compuesto CH_3–CH=CH–CO–CHCl–CHO → Hay cuatro grupos funcionales:

alqueno → (–CH=CH–)

cetona → (–CO–)

haluro → (–Cl–)

aldehído → (–CHO)

El compuesto es un **aldehído**, porque de los cuatro grupos funcionales es el **de mayor prioridad** según la IUPAC, por lo que será el que defina las propiedades químicas del compuesto. Para nombrar este compuesto debemos comenzar la numeración de la cadena por el extremo más cercano al grupo funcional principal (el aldehído):

2-Cloro-3-oxo-hex-4-enal

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos e indicar cuál será la función química de cada uno de ellos:

a) CH_3–O–CH=CH_2

b) CH_3–CHOH–CH_3

c) CH_3–CH=CH–CH=CH–CHO

d) CH_3–CH=CH–CH_2–CH_2OH

e) CH≡C–CH=CH–CH_2–CH_2OH

Solución

Para solucionar este ejercicio debemos tener en cuenta el **orden de prioridad de los principales grupos funcionales.** Asimismo, debemos recordar que los *alcoholes* se nombran como los hidrocarburos de los que proceden, pero con la terminación «-ol», e indicando con un número localizador, el más bajo posible, la posición del grupo alcohólico. Si en la molécula hay más de un grupo –OH se usa la terminación «-diol, -triol, etc». Cuando el alcohol no es la función principal se nombra como «hidroxi-», indicando el número localizador correspondiente. Las *cetonas* se pueden nombrar de dos formas: anteponiendo la palabra «cetona» al nombre de los radicales unidos al grupo carbonilo o, más habitualmente, se nombran como derivado del hidrocarburo por sustitución de un –CH_2 por un CO, con la terminación «-ona» e indicando con un número localizador, el más bajo posible y prioritario ante dobles y triples enlaces, la posición del grupo –CO. Cuando la función cetona no es la función principal se nombra como «-oxo», indicando el ▶

número localizador correspondiente. Cuando se trata de un aldehído, su nombre proviene del hidrocarburo del que procede, pero con la terminación «-al» y cuando no es la función principal se nombra con el prefijo «formil-». La función éter, se nombra como «-éter u -oxi».

Teniendo en cuenda estas normas de nomenclatura, los compuestos se nombraran como:

a) CH_3–O–CH=CH_2 → **Metil vinil éter ó metoxieteno** → Éter

b) CH_3–CHOH–CH_3 → **2-Propanol** → Alcohol

c) CH_3–CH=CH–CH=CH–CHO → **2,4-Hexadien-1-al** → Aldehído

d) CH_3–CH=CH–CH_2-CH_2OH → **3-Penten-1-ol** → Alcohol

e) CH≡C–CH=CH–CH_2–CH_2OH → **3-Hexen-5-in-1-ol** → Alcohol

Ejercicio 3

Nombrar los compuestos siguientes e indicar cuál será la función química de cada uno de ellos:

a) CH_2=CH–O–C_6H_{11}

b) CH≡C–CH_2–CO–CH_2–CHO

c) COOH–CH=CH–$(CH_2)_5$–COOH

d) CH_3–C≡C–CH_2–COO–CH_2– CH_2–CH_3

Solución

Para solucionar este ejercicio debemos tener en cuenta el orden de prioridad de los principales grupos funcionales. Asimismo, debemos establecer su nomenclatura dependiendo de que sean el grupo principal o secundario.

a) CH_2=CH–O–C_6H_{11} → **Etenilciclohexil éter** → grupos alqueno y éter: prioridad éter.

b) CH≡C–CH_2–CO–CH_2–CHO → **3-Oxo-5-hexinal** → grupos alquino, cetona y aldehído: prioridad aldehído.

c) COOH–CH=CH–$(CH_2)_5$–COOH → **Ácido 2-nonenodioico** → grupos alqueno y ácido: prioridad ácido.

d) CH_3–C≡C–CH_2–COO–CH_2–CH_2–CH_3 → **3-Pentinoato de propilo** → grupos alquino y éster: prioridad éster.

2. TIPOS DE ENLACE DEL CARBONO

2.1. Configuración electrónica del átomo de carbono

El átomo de carbono posee un número atómico Z = 6, es decir, su corteza contiene 6 electrones distribuidos según la configuración electrónica $1s^2\,2s^2\,2p^2$. **Gráfi-**

camente, estos electrones podrían distribuirse en los orbitales según tres posibles configuraciones electrónicas (Figura 9).

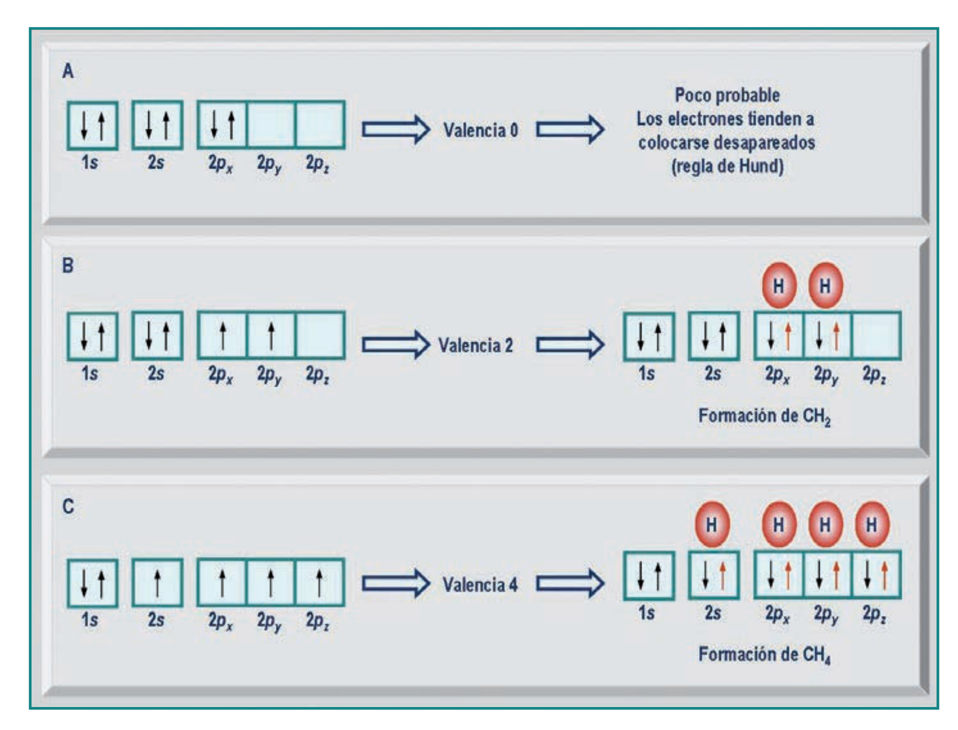


Figura 9. Posibles configuraciones electrónicas del átomo de carbono.

La configuración electrónica A es poco probable, puesto que por la regla de Hund, los electrones de un mismo orbital tienden a colocarse desapareados siempre que sea posible.

La configuración B ¿es posible? En este caso, estaríamos ante un carbono divalente, y según el concepto de enlace químico, el átomo de carbono con dos electrones desapareados podría unirse a dos átomos de hidrógeno y formar la especie CH_2, dejando vacío un orbital 2*p*. Esta especie CH_2 se denomina carbeno, es una sustancia muy reactiva, por lo que tiene un tiempo de vida muy corto, es prácticamente momentánea.

Lo cierto es que en los compuestos orgánicos el carbono no forma dos enlaces, sino cuatro, lo que significa que debe tener 4 electrones desapareados, tal y como aparece en la configuración C. Para ello, el átomo de carbono experimenta la promoción de uno de los electrones del orbital 2*s* al orbital 2*p* vacío, obteniendo cuatro electrones desapareados, y la posibilidad de formar cuatro enlaces (por ejemplo, la molécula de CH_4) y así conseguir una configuración de gas noble, altamente estable. Esta promoción electrónica requiere un aporte energético de 400 kJ/mol, que se ve ampliamente compensada con la energía liberada en la formación de cuatro enlaces C–H.

Experimentalmente se ha comprobado que los cuatro enlaces C–H de la molécula de metano son equivalentes y con ángulos de enlace de 109,3°, exactamente los mismos ángulos que presenta un tetraedro. ¿Qué le sucede al átomo de carbono para cumplir este requisito? Linus Pauling dio la explicación a la geometría de la molécula de metano mediante la formulación de la teoría de la hibridación.

2.2. Teoría de la hibridación

La teoría de la hibridación de orbitales fue establecida por Linus Pauling en 1931. Esta teoría propone la combinación o mezcla de orbitales puros de un átomo para formar el mismo número de orbitales nuevos denominados **orbítales híbridos**, todos ellos equivalentes, con orientaciones determinadas en el espacio. Estos orbitales híbridos son utilizados por los átomos para formar enlaces covalentes. Así, el átomo de carbono presenta tres tipos de hibridación, sp^3, sp^2 y **sp**, lo que explicaría los enlaces simples, dobles y triples que forma con otros elementos.

Hibridación sp^3

La hibridación sp^3 tiene lugar cuando se combina un orbital *s* con tres orbitales *p* del átomo de carbono.

El primer paso para que se produzca la hibridación es la promoción de un electrón del orbital 2*s* al orbital $2p_z$ vacío (Figura 10). Por combinación de estos cuatro orbitales que contienen un electrón cada uno, se obtienen cuatro nuevos orbitales híbridos, denominados **orbitales híbridos** sp^3 (proceden de un orbital *s* y 3 orbitales *p*), cada uno de ellos con un electrón (Figura 11). Estos orbítales son idénticos entre si, pero diferentes de los originales ya que tienen características de los orbítales «*s*» y «*p*» combinados.

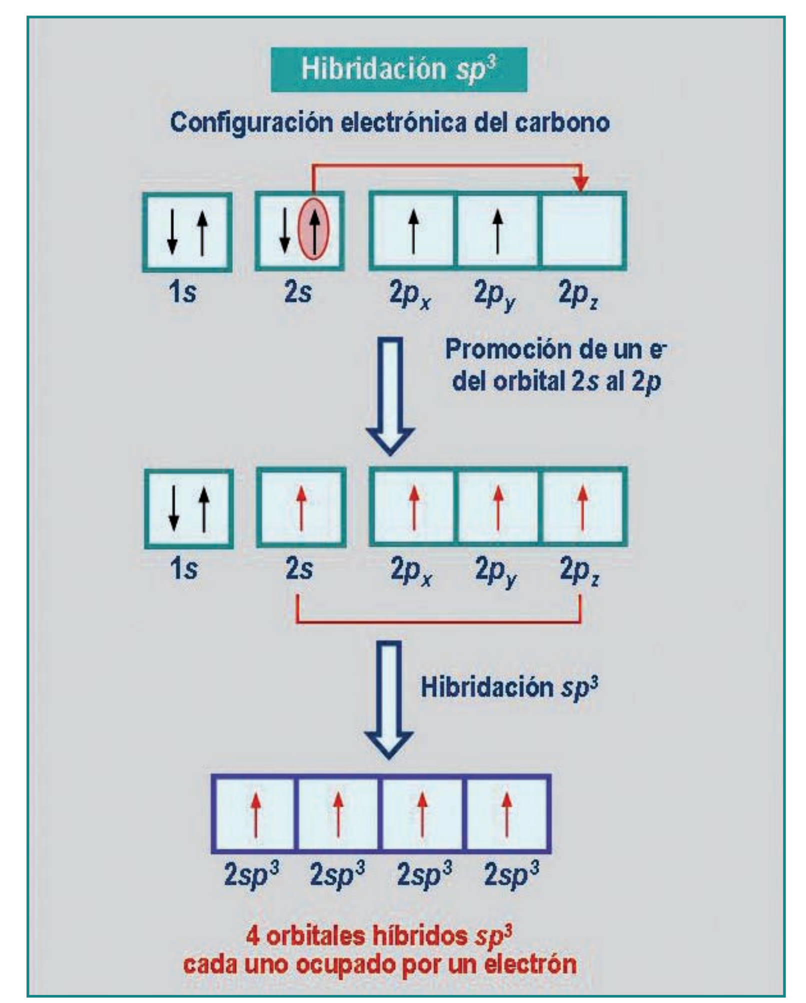


Figura 10. Esquema de la hibridación sp^3 del átomo de carbono.

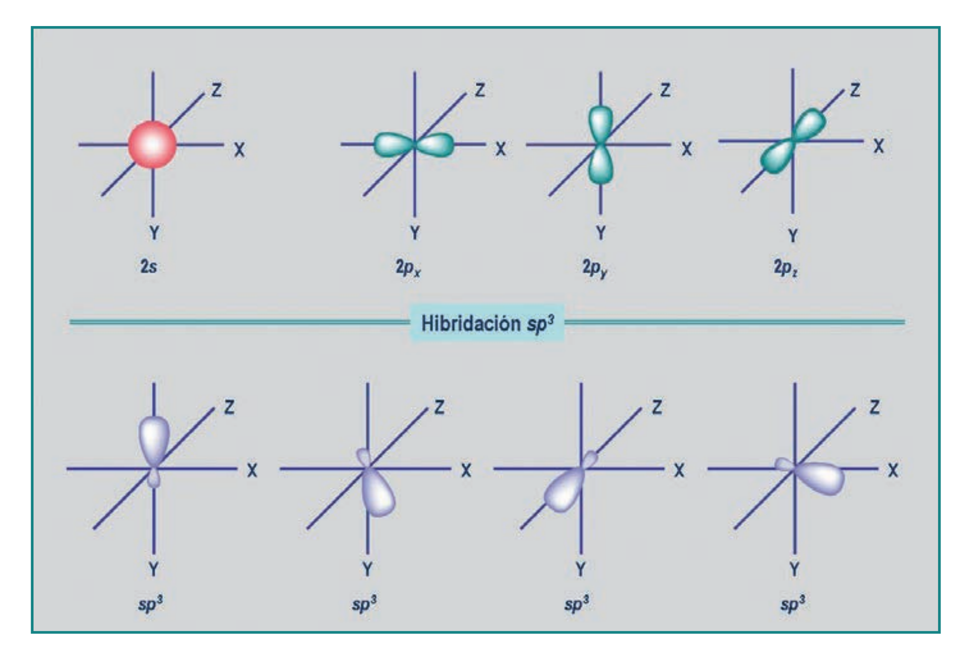


Figura 11. Representación de los orbitales atómicos que intervienen en la hibridación sp^3. Se forman cuatro orbitales idénticos, orbitales híbridos sp^3, a partir del orbital 2*s* y los tres orbitales 2*p*. Cada orbital sp^3 tiene dos lóbulos de diferente tamaño, siendo el de mayor tamaño el utilizado en el enlace.

Estos cuatro electrones, para evitar al máximo la repulsión, van a orientar sus orbitales adquiriendo una configuración espacial tal que les permita permanecer lo más distante posible unos de otros. Así, matemáticamente, la distancia máxima entre cuatro ejes se da en un ángulo de 109,3° y en una disposición espacial tetraédrica (Figura 12). Por ella, este tipo de hibridación adquiere la denominación de **hibridación tetraédrica**.

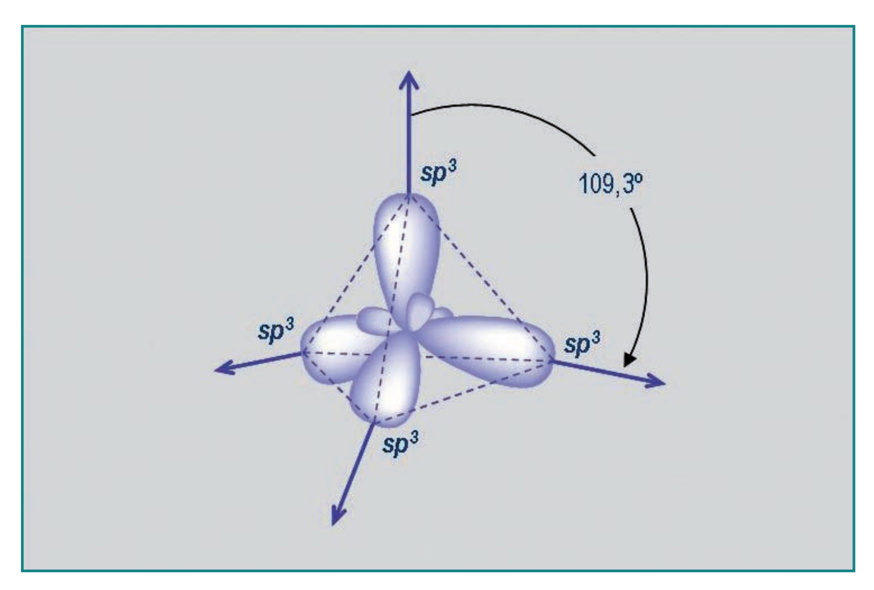


Figura 12. Disposición espacial de los orbitales híbridos sp^3 en forma de tetraedro.

La hibridación sp^3 es propia de los átomos de carbono que forman cuatro enlaces sencillos. El ejemplo más simple es el de la molécula de **metano, CH_4,** en la que cada orbital híbrido formado conteniendo un electrón se va a combinar con un electrón 1*s* del hidrógeno (Figura 13). Cada uno de los cuatro orbitales moleculares formados contiene dos electrones, constituyendo un enlace covalente denominado **enlace tipo σ.**

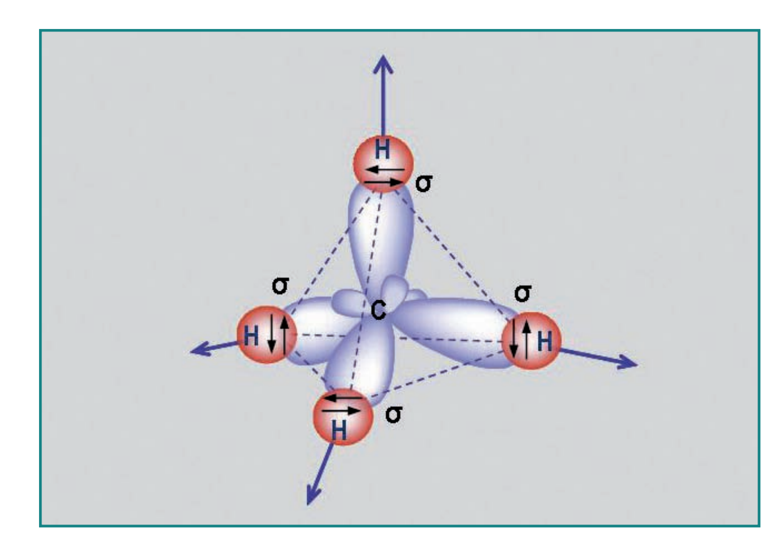


Figura 13. Representación de la molécula de metano, CH_4, en la que el átomo de carbono sufre hibridación sp^3, y sus orbitales híbridos se combinan con cuatro átomos de hidrógeno.

Hibridación sp²

Se produce al combinarse un orbital *s* con dos orbitales *p* del mismo átomo, dando lugar a tres orbitales híbridos, **orbitales híbridos** sp^2 (proceden de un orbital *s* y 2 orbitales *p*). El orbital $2p_z$ se mantiene sin hibridar, tal y como puede verse en la Figura 14. Los orbitales así formados, conteniendo cada uno de ellos un electrón, adquieren una configuración plana triangular, y están dirigidos desde el centro, a los vértices de un triángulo equilátero, con ángulos entre sus ejes de 120°. Por esta razón, a este tipo de hibridación también se le denomina **hibridación trigonal**.

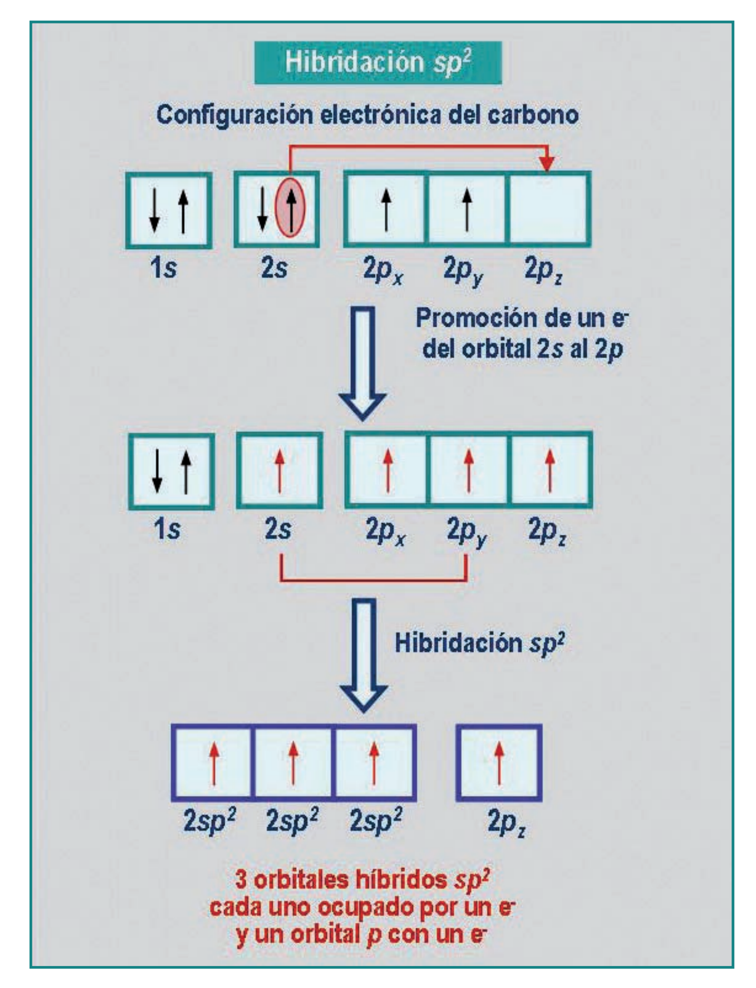


Figura 14. Esquema de la hibridación sp^2 del átomo de carbono.

Las Figuras 15 y 16 muestran la disposición espacial adquirida por los orbitales híbridos formados.

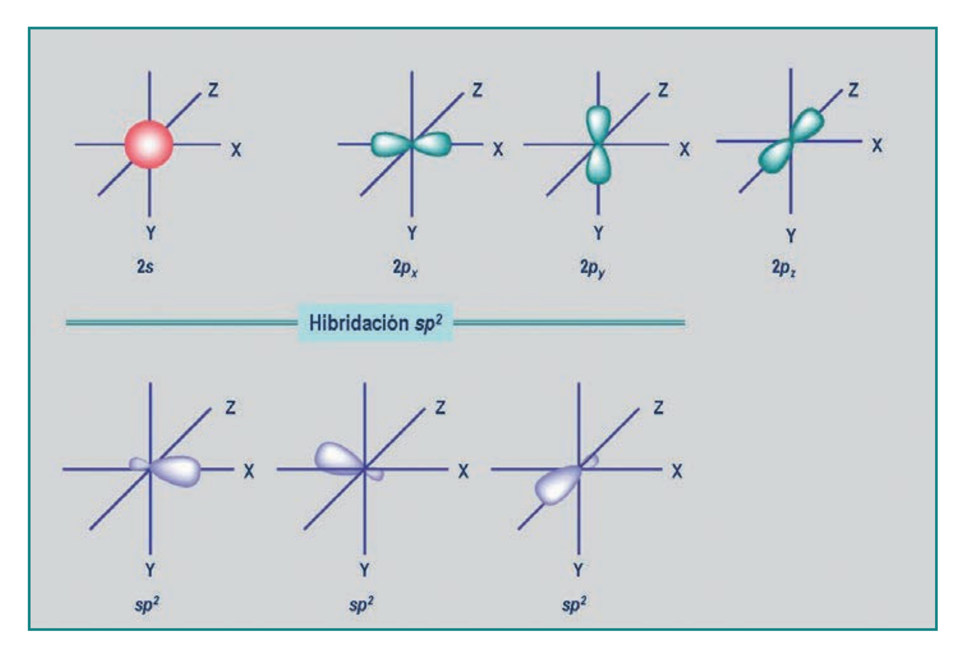


Figura 15. Representación de los orbitales atómicos que intervienen en la hibridación sp^2. Se forman tres orbitales idénticos, orbitales híbridos sp^2, a partir del orbital 2*s* y los dos orbitales 2*p*. Cada orbital sp^2 tiene dos lóbulos de diferente tamaño, siendo el de mayor tamaño el utilizado en el enlace.

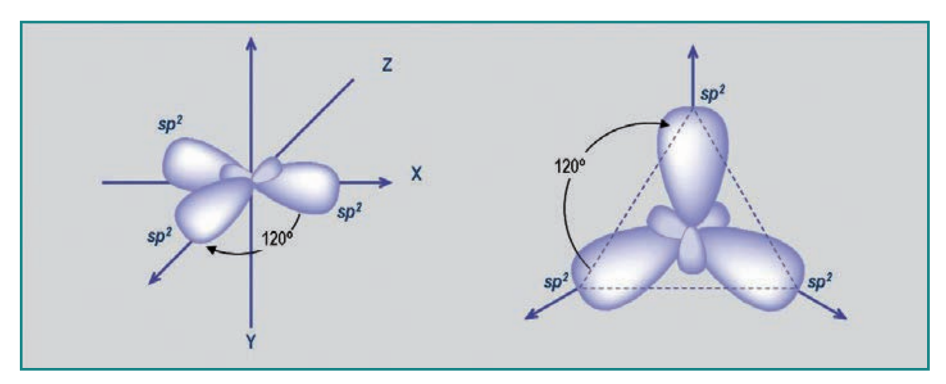


Figura 16. Disposición espacial de los orbitales híbridos sp^2, en la que los orbitales adquieren una disposición trigonal plana, formando entre sí ángulos de 120º.

La hibridación sp^2 es propia de los átomos de carbono que forman un doble enlace y dos enlaces sencillos.

La molécula más sencilla en la que el átomo de carbono sufre hibridación sp^2 es la molécula de **eteno**, cuya representación se ilustra en la Figura 17.

Dos de los orbítales sp^2 de cada uno de los átomos de carbono que componen la molécula se combinan con dos orbitales 1*s* del hidrógeno (un electrón), originando enlaces covalentes tipo σ. El solapamiento de los dos orbitales sp^2 libres de cada átomo de carbono da lugar a un nuevo enlace covalente carbono-carbono de tipo σ. Finalmente, el solapamiento lateral de los dos orbitales p_z (contienen un electrón), origina un **enlace carbono-carbono tipo π**. Los electrones de los enlaces π tienen mucha movilidad, por ello los enlaces se representan en forma de nube electrónica por encima y por debajo del enlace.

Así, la molécula de eteno posee un doble enlace carbono-carbono, constituido por un enlace σ y un enlace π (Figura 17).

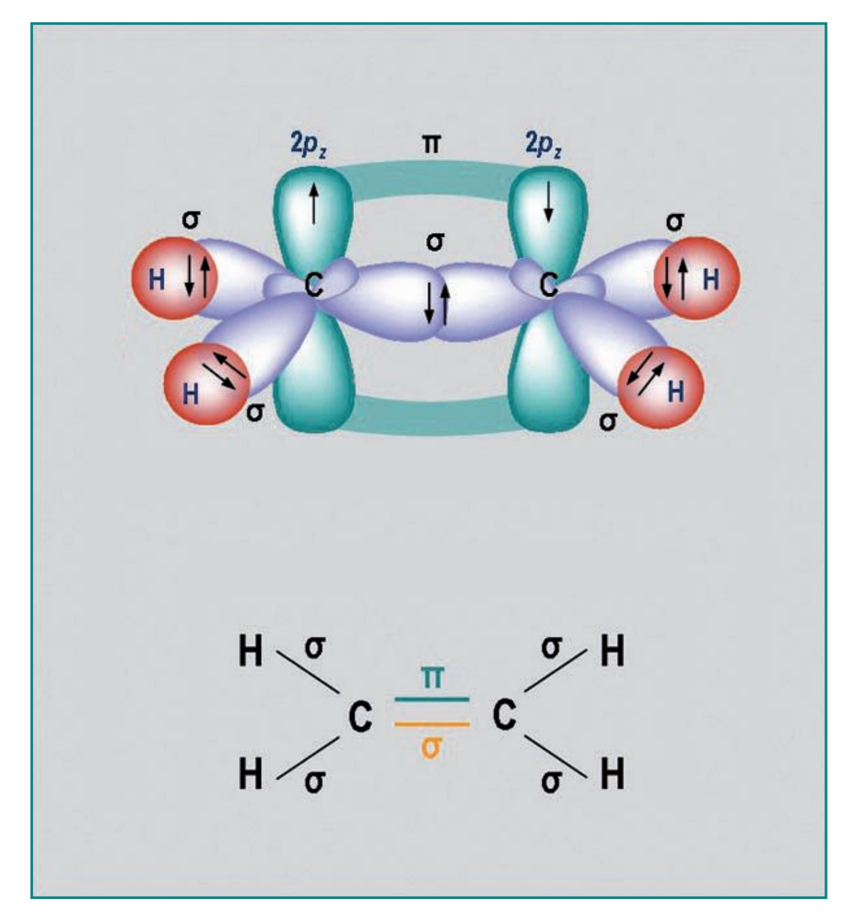


Figura 17. Representación de la molécula de eteno, en la que el átomo de carbono sufre hibridación sp^2. Existe solapamiento lateral de los orbitales $2p_z$ sin hibridar, lo que origina la formación de un enlace carbono-carbono tipo π. El orbital no hibridado queda perpendicular al plano de los 3 orbitales sp^2.

Hibridación sp

La hibridación *sp* se da cuando se combina sólo un orbital *p* con el orbital *s*, originando dos **orbitales híbridos *sp***, cada uno de ellos ocupado por un electrón, y dejando sin hibridar los orbitales p_y y p_z, con un electrón cada uno (Figura 18). Los orbitales híbridos formados, para evitar al máximo la repulsión, se distribuyen linealmente, existiendo por tanto una separación entre sus ángulos de enlace de 180°. Por ello, también se le denomina **hibridación lineal.** En la Figura 19 se muestran los orbitales que entran en juego en este tipo de hibridación.

La hibridación *sp* o hibridación lineal es propia de los átomos de carbono que forman un triple enlace y un enlace sencillo. La molécula más sencilla en la que el átomo de carbono sufre hibridación *sp* es la molécula de **etino o acetileno** (Figura 20).

El solapamiento de los orbitales *sp* de los dos átomos de carbono da lugar a un enlace covalente carbono-carbono tipo σ. Los dos orbitales *p* puros que no se han hibridado se solapan lateralmente para formar dos enlaces carbono-carbono tipo π. Cada uno de los orbitales *sp* de los dos carbonos que quedan sin combinar se unen a dos átomos de hidrógeno (un electrón 1*s*), formando enlaces covalentes tipo σ.

Así, la molécula de acetileno posee un triple enlace carbono-carbono, uno de tipo σ y dos de tipo π.

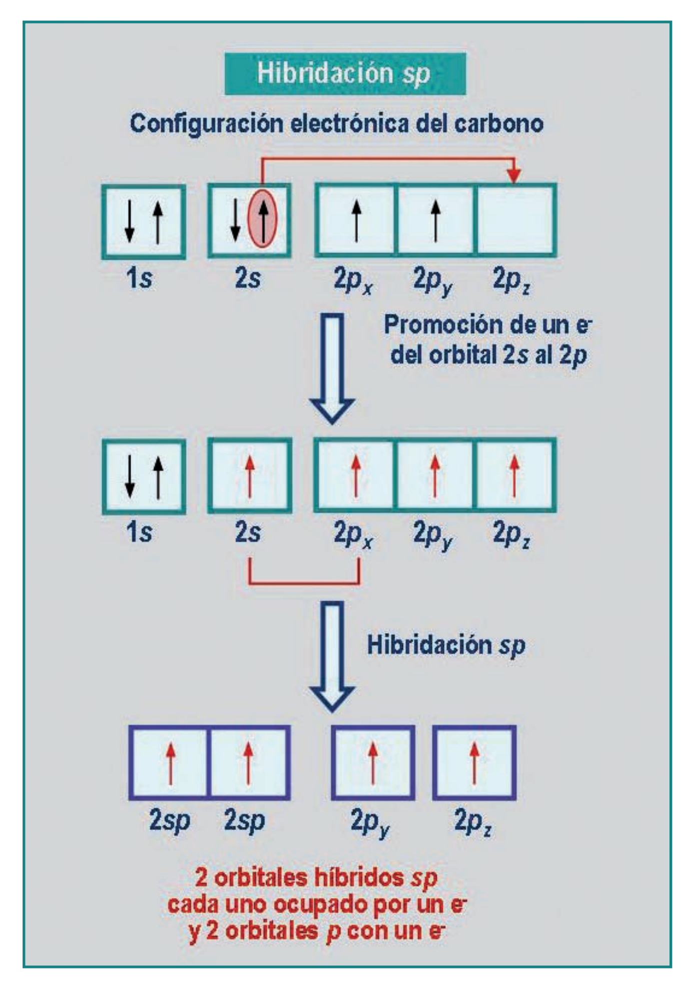


Figura 18. Esquema de la hibridación *sp* del átomode carbono.

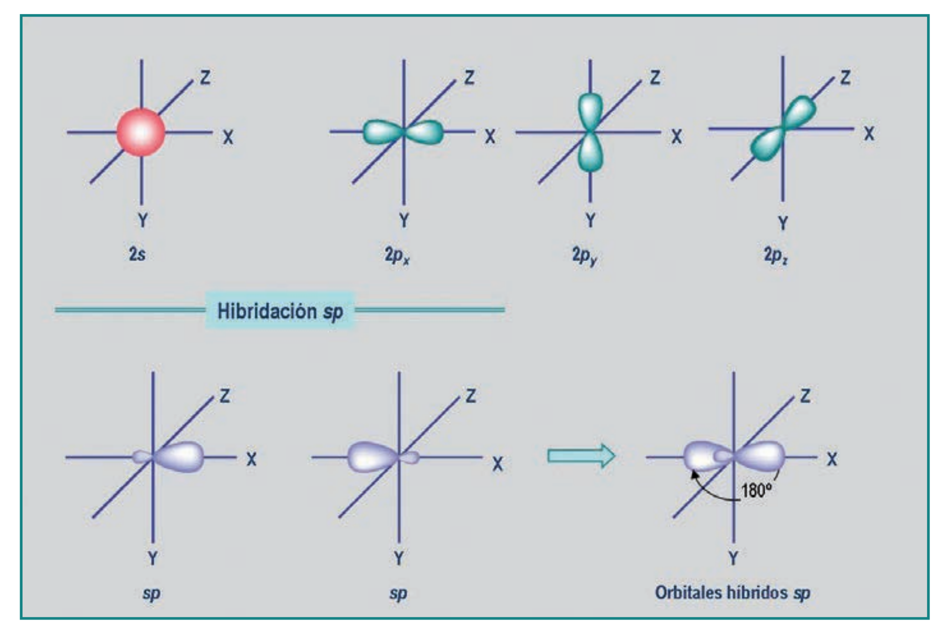


Figura 19. Representación de los orbitales atómicos que intervienen en la hibridación *sp*. Se forman dos orbitales idénticos, orbitales híbridos *sp*, a partir del orbital 2*s* y uno de los orbitales 2*p*, dejando sin hibridar los otros dos.

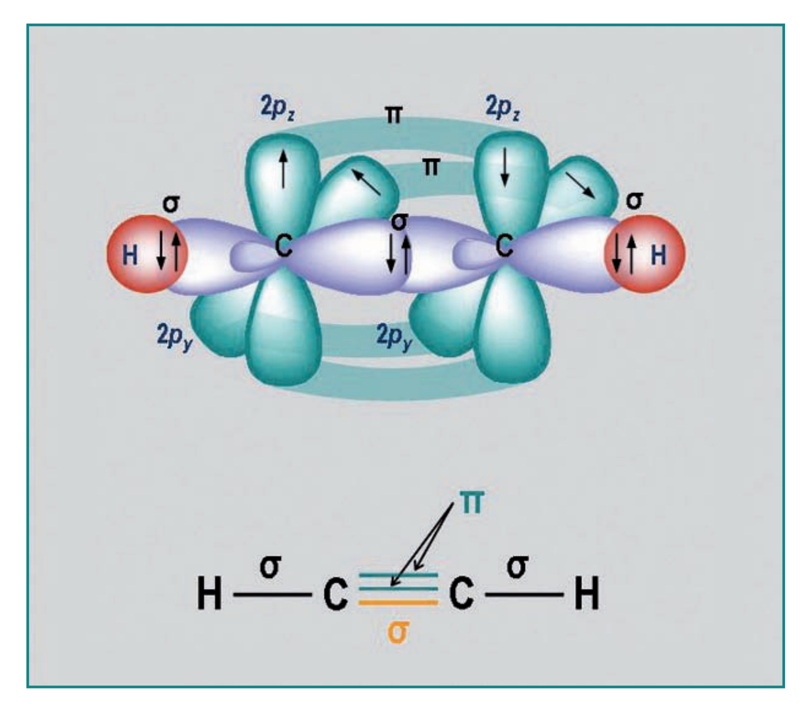


Figura 20. Representación de la molécula de acetileno, en la que el átomo de carbono sufre hibridación *sp*. Existe solapamiento lateral de los orbitales $2p_y$ y $2p_z$ sin hibridar, lo que origina la formación de dos enlaces carbono-carbono tipo π.

En la Figura 21 se recoge un cuadro resumen con las hibridaciones que puede sufrir el átomo de carbono, sus características principales y como ejemplo, la molécula más sencilla en cada caso ya comentada con detalle.

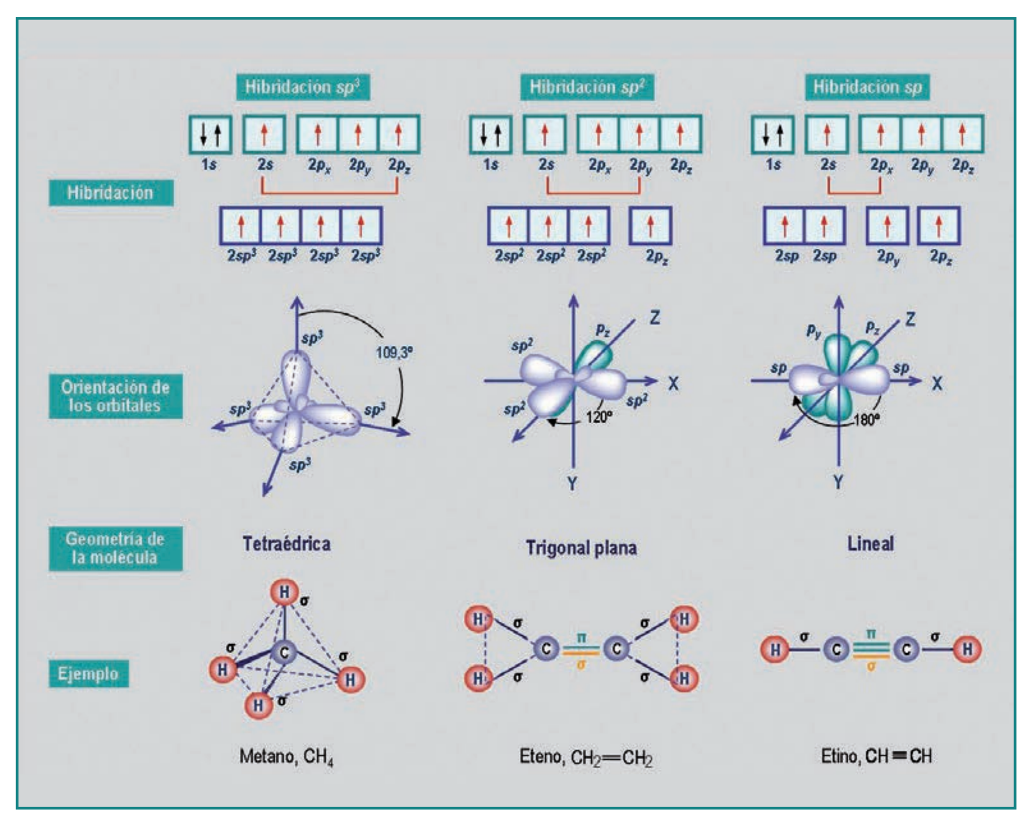


Figura 21. Resumen de las hibridaciones que puede sufrir el átomo de carbono, sus características principales y el ejemplo de la molécula más sencilla en cada caso.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

En el compuesto $CH_2=CH–C≡CH$ indicar los enlaces σ y π que existen, señalando entre que orbitales se forma cada uno de ellos. Identificar los grupos funcionales presentes.

Solución

$CH_2=CH–C≡CH$ → Los dos carbonos del enlace doble tendrán una hibridación *sp*^{2} y un enlace $\pi_{p\text{-}p}$ y uno de tipo σ. Los dos carbonos del triple enlace tendrán una hibridación *sp* y dos enlaces $\pi_{p\text{-}p}$ y uno de tipo σ. Todos los hidrógenos estarán enlazados mediante enlaces σ a sus orbitales *s*.

$CH_2=CH–C≡CH$ → Tiene los grupos funcionales:

Alqueno → –C=C–

Alquino → –C≡C–

Ejercicio 2

En el compuesto $CH_2–C≡C–CH_3$ indicar los enlaces σ y π que existen, señalando entre que orbitales se forma cada uno de ellos.

Solución

Según la teoría de hibridación, los dos átomos de los dos extremos serán de hibridación *sp*^{3} y los dos del centro, con triple enlace, serán con hibridación *sp* y dos orbitales *p* disponibles para formar enlaces múltiples. La molécula posee un triple enlace carbono-carbono, uno de tipo σ y dos de tipo π.

Ejercicio 3

Indicar el tipo de hibridación que puede asignarse a cada átomo de carbono en el compuesto siguiente: $CH_2=CH–CH=CH–CH_3$.

Solución

Como hemos visto, la hibridación de los átomos de carbono con un enlace doble es *sp*^{2}, en nuestro caso, C1, C2, C3 y C4; y la de los átomos de carbono que sólo tienen enlaces sencillos es *sp*^{3}, C5.

3. REPRESENTACIÓN DE LAS MOLÉCULAS ORGÁNICAS

3.1. Fórmulas químicas

La fórmula química de un compuesto constituye la representación simbólica de los elementos que forman dicho compuesto. Dependiendo del tipo de fórmula, ésta nos va a indicar la proporción en la que se encuentran, el número de átomos que

forman la molécula, la manera en que se unen dichos átomos, o incluso información adicional sobre su disposición espacial. Así, podemos distinguir distintos tipos de fórmulas químicas:

Fórmula empírica. Indica la relación numérica más sencilla en la que se encuentran los átomos constituyentes de una molécula o compuesto químico. Se le denomina también fórmula mínima o simple, puesto que es la representación más sencilla de una molécula.

Fórmula molecular. Indica el número exacto de átomos que componen la molécula. Depende de la masa molecular del compuesto y está estrechamente relacionada con la fórmula empírica, puesto que la fórmula molecular siempre es «n» veces mayor que la fórmula empírica. Así, la molécula de la glucosa tiene la fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$ y como fórmula empírica CH_2O. Puede comprobarse que la fórmula molecular es 6 veces la fórmula empírica (Figura 22).

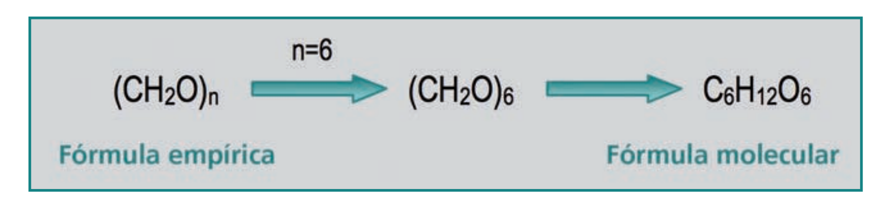


Figura 22. Fórmula molecular y fórmula empírica de la glucosa.

Fórmula estructural. Indica los enlaces que existen entre los átomos que forman una molécula. En Química Orgánica es ampliamente utilizada, puesto que permite identificar inequívocamente un compuesto. Dado que los átomos pueden unirse entre sí de distintas formas, varios compuestos completamente diferentes pueden llegar a tener la misma fórmula molecular. Tal es el caso que se especifica en la Figura 23, donde la fórmula molecular C_3H_6O puede corresponder a tres compuestos diferentes: propanona, propanal, propenol.

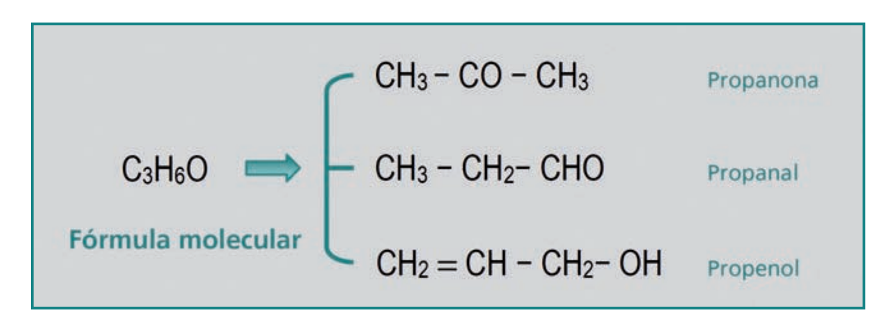


Figura 23. Distintas fórmulas estructurales (semidesarrolladas) para una misma fórmula molecular C_3H_6O.

Entre las fórmulas estructurales, a su vez, se puede distinguir:

— **Fórmula semidesarrollada**. También denominada condensada o lineal, especifica únicamente los enlaces entre los átomos de carbono que componen la molécula (simples, dobles o triples).

— **Fórmula desarrollada**. También denominada expandida o plana, porque especifica todos los enlaces en el plano entre los diferentes átomos de la molécula. La Figura 24 muestra la fórmula estructural desarrollada y semidesarrollada de la molécula de butano.

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ ⟹

Fórmula semidesarrollada

```
    H   H   H   H
    |   |   |   |
H - C - C - C - C - H
    |   |   |   |
    H   H   H   H
```

Fórmula desarrollada

Figura 24. Fórmula estructural, semidesarrollada y desarrollada de la molécula de butano.

— **Fórmula tridimensional.** Indica la disposición espacial de los átomos y de los enlaces, siguiendo un convenio concreto. Así, los enlaces situados en el plano del papel se representan con una línea continua (——), los que van hacía delante se marcan en forma de cuña o triángulo sólido (◀), y los que van hacía atrás con una cuña o triángulo rayado o discontinuo (⋯⋯).La Figura 25 muestra la fórmula estructural de la molécula de metano.

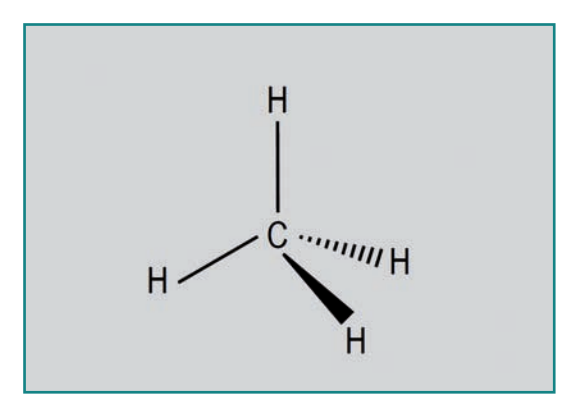


Figura 25. Fórmula tridimensional de la molécula de metano, CH_4.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Escribir la fórmula desarrollada de cada uno de los compuestos siguientes y nombrar el grupo funcional que presentan: *a)* $CH_3–CH_2–CHO$; *b)* $CH_3–CH_2–CO–NH_2$; *c)* $CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3$.

Solución

a) $CH_3–CH_2–CHO$ → **Aldehído**: –CHO → Carbonilo

```
    H   H
    |   |    O
H — C — C — C//
    |   |    \
    H   H     H
```

b) $CH_3–CH_2–CO–NH_2$ $\rightarrow$ **Amida:** $–CONH_2$ $\rightarrow$ Amido

$$\begin{array}{ccccccc} & & H & & H & & \\ & & | & & | & & O \\ H & — & C & — & C & — & C \diagup\!\!\diagup \\ & & | & & | & & \diagdown NH_2 \\ & & H & & H & & \end{array}$$

c) $CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3$ $\rightarrow$ **Éster:** $–COO–$ $\rightarrow$ Éster

$$\begin{array}{ccccccccccccc} & & H & & H & & O & & & & H & & H & & \\ & & | & & | & & \| & & & & | & & | & & \\ H & — & C & — & C & — & C & — & O & — & C & — & C & — & H \\ & & | & & | & & & & & & | & & | & & \\ & & H & & H & & & & & & H & & H & & \end{array}$$

3.2. Modelos moleculares

El **modelo molecular** de un compuesto es una representación de la molécula que nos ayuda a visualizar la estructura tridimensional de la misma. Constituye una herramienta muy útil en Química Orgánica, dada la gran variedad de átomos y enlaces posibles. Los modelos moleculares más utilizados son:

— **Modelo de bolas y varillas**. Los átomos se representan con una esfera, de tamaño proporcional al del átomo y los enlaces con varillas muy distanciadas, que permiten apreciar de manera intuitiva los ángulos de enlace y la geometría de la molécula.

— **Modelo compacto o de esferas interpenetradas.** Los átomos se representan, de forma proporcional, en forma de casquetes esféricos interpenetrados, proporcionando una representación más real de la molécula.

La Figura 26 muestra el modelo molecular de bolas y varillas y el modelo de esferas interpenetradas de la molécula de etano.

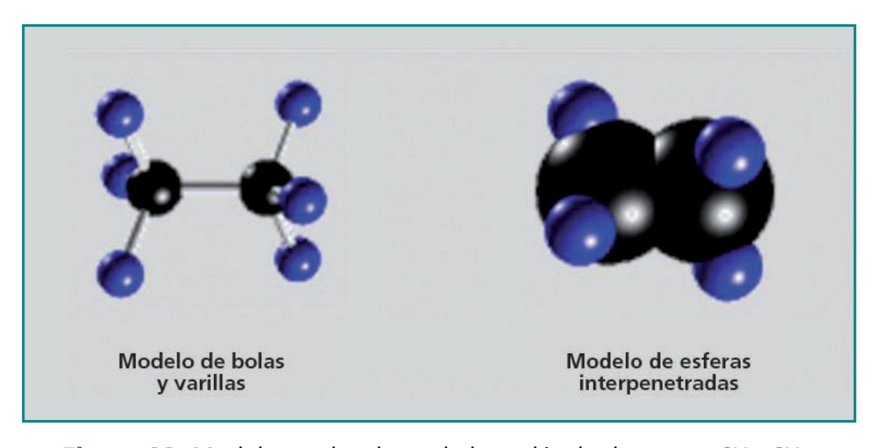


Figura 23. Modelos moleculares de la molécula de etano, $CH_3–CH_3$.

4. REACCIONES ORGÁNICAS: NATURALEZA Y CLASIFICACIÓN

Toda reacción química implica, siempre, una ruptura de los enlaces existentes en las moléculas o compuestos que reaccionan (reactivos) y la formación de otros enlaces nuevos en las moléculas o compuestos que se forman (productos). Para el estudio de las reacciones químicas orgánicas hay que tener en cuenta que los enlaces en la mayoría de las sustancias orgánicas son de carácter covalente.

4.1. Ruptura de los enlaces: Reacciones homolíticas y heterolíticas

La ruptura de estos enlaces covalentes puede ser de dos tipos, homolítica o heterolítica.

Ruptura homolítica

Un enlace covalente sufre una **ruptura homolítica** u **homopolar** cuando cada átomo o grupo de átomos que se separan se lleva un electrón de los dos que constituyen el enlace. Se dice que el enlace se ha roto de manera simétrica, formándose así dos fragmentos eléctricamente neutros, que se denominan **radicales libres,** cada uno de ellos con un electrón desapareado, lo que hace que sean especies muy reactivas. Es propia de dos átomos que no tienen una gran diferencia de electronegatividad.

Supongamos la molécula AB, cuyos átomos A y B están unidos mediante un enlace covalente, compartiendo dos electrones. Mediante una ruptura homolítica, cada uno de los átomos se queda con un electrón del enlace (Figura 27).

$$A{:}B \rightarrow A^{\bullet} + B^{\bullet}$$

Figura 27. Ruptura homolítica del enlace de la molécula AB.

En la Figura 28 se muestra la ruptura homolítica de uno de los enlaces C-H de la molécula de metano.

$$H_3C{:}H \rightarrow H_3C^{\bullet} + H^{\bullet}$$

Figura 28. Ruptura homolítica de uno de los enlaces C–H de la molécula de metano, CH_4. Se forman dos radicales libres, cada uno de ellos con un electrón desapareado.

Ruptura heterolítica

Un enlace covalente sufre una **ruptura heterolítica** o **heteropolar** cuando uno de los átomos o grupos de átomos de la molécula conservan los dos electrones del enlace. Se dice que el enlace se ha roto de manera asimétrica, y se han formado dos especies cargadas, con signos opuestos, **un ión positivo y un ión negativo**, de mayor reactividad que los radicales libres (formados en la ruptura homolítica). Es propia de dos átomos cuya electronegatividad es muy diferente.

La molécula AB al sufrir una ruptura heterolítica da lugar a la formación de un ión cargado negativamente (anión), que se queda con el par de electrones, y un ión con carga positiva (catión), que se queda con el orbital vacío (Figura 29).

$$A{:}B \rightarrow A{:}^{-} + B^{+}$$

Figura 29. Ruptura heterolítica del enlace de la molécula AB.

Cuando estas cargas negativas y positivas se encuentran en un átomo de carbono, éste recibe el nombre de carbоanión y carbocatión, respectivamente.

En la molécula de metano, CH_4, puede ocurrir que el átomo de carbono conserve el par de electrones del enlace, convirtiéndose en un ión negativo, denominado **carbanión**. En caso contrario, es decir, que el átomo de carbono pierda los dos electrones del enlace, se convertirá en un ión positivo, denominado **carbocatión o ión carbonio** (Figura 30).

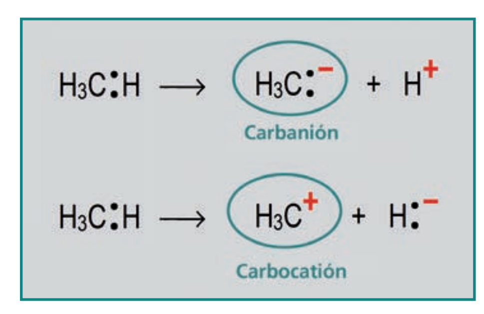


Figura 30. Ruptura heterolítica de uno de los enlaces C–H de la molécula de metano. Formación de un carbanión o carbocatión.

Las reacciones heterolíticas, a su vez, se pueden dividir en dos tipos principales: *nucleófilas* y *electrófilas*, según que el reactivo atacante sea una especie nucleófila (ataca a las zonas con deficiencia electrónica) o electrófila (zonas con alta densidad de electrones). Por tanto, los **reactivos nucleófilos**, son iones negativos o moléculas que se caracterizan por tener uno o más pares de electrones libres sin compartir, por lo que tienden a ceder ese par electrónico atacando a zonas con deficiencia electrónica, como son los carbocationes. Los **reactivos electrófilos** son sustancias deficitarias de electrones o con orbitales externos vacios, por lo que pueden aceptar un par de electrones, y tienden a atacar zonas de alta densidad electrónica, como son las insaturaciones de las cadenas carbonadas (–C=C– y –C≡C–).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Identificar el tipo de ruptura (homolítica o heterolítica) que se ha producido en cada una de las reacciones siguientes:

a) $CH_3{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{h\upsilon} CH_3{-}\dot{C}H{-}CH_3 + H^{\bullet}$

b) $CH_3{-}CH{=}C(CH_3)_2 \xrightarrow{H^-} CH_3{-}CH_2{-}\overset{+}{C}(CH_3)_2$

c) $CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{Pt} \dot{C}H_2{-}\dot{C}H_2$

d) $Br - Br \xrightarrow{CCl_4} Br^- + Br^+$

Solución

a) $CH_3{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{h\upsilon} CH_3{-}CH^{\bullet}{-}CH_3 \; + \; H^{\bullet}$ → **Ruptura homolítica**

Al romperse el enlace cada uno de los átomos se queda con uno de los electrones del par, originándose radicales libres.

b) $CH_3{-}CH{=}C(CH_3)_2 \xrightarrow{H:^-} CH_3{-}CH_2{-}C^+(CH_3)_2$ → **Ruptura heterolítica**

En la ruptura heterolítica uno de los átomos se queda con el par de electrones, convirtiéndose en un ion negativo, mientras que el otro átomo se transforma en un ion positivo. El comportamiento químico de los alquenos se explica por la existencia del doble enlace (enlaces σ y π). Los electrones que forman el enlace π con facilidad reaccionan con agentes electrofílicos, los cuales excitan la polarización del enlace π produciendo su ruptura heterolítica.

c) $CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{Pt} \dot{C}H_2{-}\dot{C}H_2$ → **Ruptura homolítica**

d) $Br - Br \xrightarrow{CCl_4} Br{:}^- + Br^+$ → **Ruptura heterolítica**

Ejercicio 2

Clasificar las siguientes especies químicas según se comporten como: radicales libres; carbocationes o carbaniones: *a)* $CH_3{-}CH{=}C^+H$; *b)* $CH_3{-}CH_2{-}C^{\bullet}H_2$; *c)* $(CH_3)_3{-}C^{\bullet}$; *d)* $C_6H_5{-}C^{\bullet}H{-}CH_3$; *e)* $(CH_3)_3{-}C{:}^-$; *f)* $(CH_3)_3{-}C^+$.

Solución

Radicales libres: b), c) y d)

b) $CH_3{-}CH_2{-}C^{\bullet}H_2$

c) $(CH_3)_3{-}C^{\bullet}$

d) $C_6H_5{-}C^{\bullet}H{-}CH_3$

Cabocationes: a) y f)

a) $CH_3{-}CH{=}C^+H$

f) $(CH_3)_3{-}C^+$

Carbaniones: e)

e) $(CH_3)_3{-}C{:}^-$

Ejercicio 3

Indicar la ruptura heterolítica más probable de los compuestos siguientes: *a)* $CH_3–CH_2Br$; *b)* $CH_3–CHOH–CH_3$; *c)* $(CH_3)_3–CCl$.

Solución

a) $CH_3–CH_2Br \rightarrow CH_3–CH_2^+ + Br^-$

b) $CH_3–CHOH–CH_3 \rightarrow (CH_3)_2–CH^+ + OH^-$

c) $(CH_3)_3–CCl \rightarrow (CH_3)_3–C^+ + Cl^-$

4.2. Clasificación de las reacciones orgánicas

Dado el elevado número de compuestos orgánicos, éstos pueden sufrir una gran variedad de reacciones orgánicas. Sin embargo, la mayoría de ellas se pueden englobar en uno de los tres tipos siguientes:

— Reacciones de sustitución o desplazamiento.

— Reacciones de eliminación.

— Reacciones de adición.

A su vez, dentro de estos tres tipos de reacciones, dependiendo de la forma en la que se produzca la ruptura del enlace, se puede diferenciar entre reacciones homolíticas o heterolíticas. De una forma muy sencilla, y sin entrar en detalle en los mecanismos de reacción, se van a comentar los tres tipos de reacciones mencionados anteriormente.

Reacciones de sustitución o desplazamiento

Las reacciones de sustitución o desplazamiento son aquellas en las que un átomo o grupo de átomos unidos a un átomo de carbono es sustituido por otro átomo o grupo de átomos que entran en su lugar. El esquema general de este tipo de reacciones se muestra en la Figura 31.

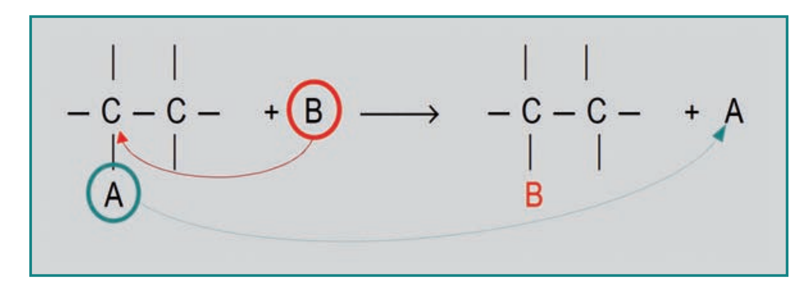


Figura 31. Esquema general de una reacción de sustitución o desplazamiento.

La Figura 32 muestra como ejemplo de reacción de sustitución la formación de cloroetano.

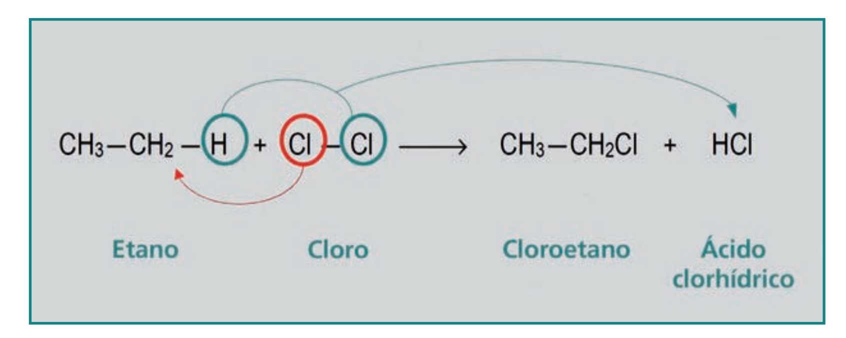


Figura 32. Reacción de sustitución, en la que un átomo de hidrógeno de la molécula de etano ha sido sustituido por un átomo de cloro de la molécula de cloro, para formar cloroetano y ácido clorhídrico.

Reacciones de eliminación

Las reacciones de eliminación son aquellas en las que se produce la perdida de una molécula pequeña del seno de la molécula de partida, formándose dobles o triples enlaces. El esquema general de una reacción de eliminación se muestra en la Figura 33.

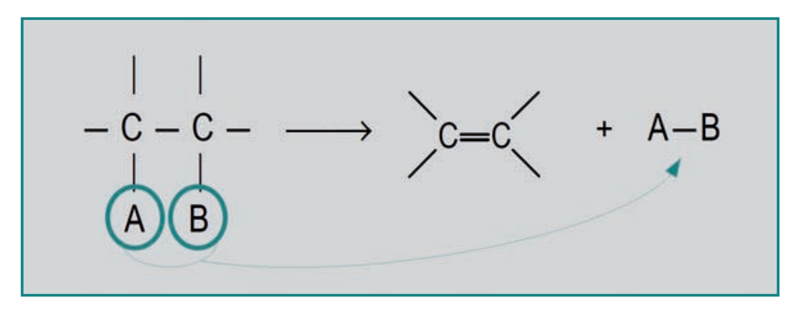


Figura 33. Esquema general de una reacción de eliminación.

Un ejemplo de reacción de eliminación es la reacción de deshidratación o pérdida de una molécula de agua que sufren los alcoholes con la consiguiente formación del correspondiente alqueno (Figura 34).

$$CH_3{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{H_2SO_4} CH_2{=}CH_2 + H_2O$$

Etanol — Etileno — Agua

Figura 34. Reacción de eliminación de una molécula de agua (deshidratación) del etanol. Se requiere un medio ácido para que tenga lugar la reacción.

Reacciones de adición

Las reacciones de adición son aquellas en las que se produce la adición de un átomo o grupo de átomos al doble o triple enlace, convirtiéndolo en sencillo o doble, respectivamente. Esta reacción, por tanto, se puede considerar inversa a la reacción de eliminación. La Figura 35 muestra el esquema general de una reacción de adición.

$$\text{C=C} + \text{A–B} \longrightarrow \text{–C(A)–C(B)–}$$

Figura 35. Esquema general de una reacción de adición a un doble enlace.

Como ejemplo, se representa en la Figura 36 la adición de agua a la molécula de etileno. Un hidrógeno de la molécula de agua se une a uno de los carbonos y el grupo hidroxilo (-OH) se une al otro carbono, de forma que desaparece el doble enlace y se transforma en uno sencillo.

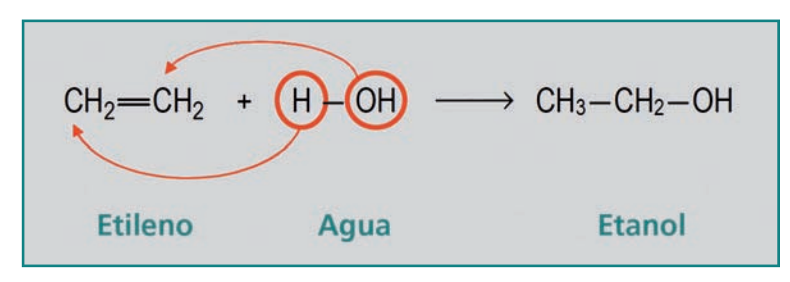


Figura 36. Reacción de adición de una molécula de agua a la molécula de etileno, en la que el doble enlace se convierte en enlace sencillo.

4.3. Otras reacciones orgánicas

Además de las reacciones mencionadas, cabe destacar otras reacciones orgánicas importantes, tales como:

— Reacciones de condensación.
— Reacciones de combustión.
— Reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones de condensación

Una reacción de condensación es una reacción en la que se produce la unión de dos moléculas complejas, e implica la pérdida de una molécula sencilla. Un ejemplo de reacción de condensación es la reacción de un ácido carboxílico con una amina, mediante la cual se obtiene una amida y se libera una molécula de agua (Figura 37).

$$R–C(=O)–OH + R'–NH–H \longrightarrow R–C(=O)–NH–R' + H_2O$$

Ácido carboxílico — Amina — Amida — Agua

Figura 37. Reacción de condensación entre un ácido carboxílico y una amina para formar una amida. Reacción típica de los aminoácidos, dando lugar a lo que se denomina **enlace peptídico**.

Cuando la reacción de condensación se produce entre un ácido carboxílico y un alcohol, se forma un éster, y la reacción que tiene lugar se denomina **reacción de esterificación** (Figura 38).

$$R-C(=O)-OH \; + \; R'-O-H \longrightarrow R-C(=O)-O-R' \; + \; H_2O$$

Ácido carboxílico — Alcohol — Éster — Agua

Figura 38. Esquema general de una reacción de esterificación.

Reacciones de combustión

La **combustión** es el proceso de oxidación de una sustancia que se produce en presencia de oxígeno atmosférico, dónde éste es el oxidante. Durante el proceso de combustión, en el que se desprende una gran cantidad de calor, el compuesto orgánico se transforma en dióxido de carbono y agua, pudiéndose formar otros productos en función del compuesto de partida. La Figura 39 muestra la reacción de combustión del etano.

$$2\,CH_3-CH_3 \; + \; 7\,O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 \; + \; 6\,H_2O \qquad \Delta H = -372{,}9\ Kcal/mol$$

Etano — Oxígeno — Dióxido de carbono — Agua

Figura 39. Reacción de combustión del etano, en la que se desprende una gran cantidad de energía.

Las reacciones de combustión constituyen una de las características de los compuestos orgánicos que los diferencia de los compuestos inorgánicos, en los que esta reacción no es posible.

Reacciones de oxidación-reducción

Una reacción redox o de oxidación-reducción supone una modificación en el número de oxidación de determinados elementos, generalmente del átomo de carbono, durante el transcurso de la misma. Como ejemplo característico se puede citar la oxidación de un alcohol a aldehído, el cuál puede oxidarse de nuevo y convertirse en un ácido carboxílico (Figura 40).

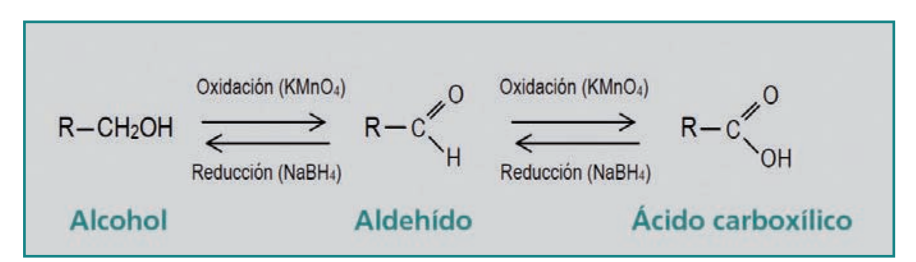


Figura 40. Reacción de oxidación-reducción de un alcohol. El agente oxidante puede ser permanganato potásico ($KMnO_4$), y el agente reductor, hidruro de boro y sodio ($NaBH_4$).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Completar las siguientes reacciones e indicar el tipo de reacción a qué corresponden:

a) $CH_3–CH{=}CH_2 + H_2O \rightarrow$

b) C_6H_6 (benceno) + $HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4}$

c) $CH_3–CHBr–CH_3 \xrightarrow{KOH}$

d) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2–CH_2OH \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3–CHOH–CH_3$ **Reacción de adición.**

b) C_6H_6 (benceno) + $HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$ **Reacción de sustitución.**

c) $CH_3–CHBr–CH_3 \xrightarrow{KOH} CH_3–CH{=}CH_2 + HBr$ **Reacción de eliminación.**

d) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2–CH_2OH \rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_2–CH_3 + H_2O$ **Reacción de condensación: esterificación.**

Ejercicio 2

Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_3–CHCl–CHCl–CH_3 + Zn \rightarrow$

b) $CH_3–CH{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}}$

c) $C_6H_5–COOH + HNO_3 \rightarrow$

d) $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CHCl–CHCl–CH_3 + Zn \rightarrow CH_3–CH{=}CH–CH_3 + ZnCl_2$ **Reacción de eliminación.**

b) $CH_3–CH{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}} CH_3–CHOH–CH_3$ **Reacción de adición.**

c) $C_6H_5–COOH + HNO_3 \rightarrow NO_2–C_6H_4–COOH$ **Reacción de sustitución.**

d) $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$ **Reacción de combustión.**

Ejercicio 3

Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones referentes a las reacciones de eliminación: *a)* Las reacciones de eliminación son opuestas a las de adición; *b)* Las reacciones de eliminación pueden ser nucleofílicas o electrofílicas; *c)* Las reacciones de eliminación suelen producirse simultáneamente a las de sustitución.

Solución

a) **Verdadera:** las reacciones de eliminación, si tienen lugar en sentido contrario, se convierten en reacciones de adición.

b) **Falsa:** las reacciones pueden ser nucleofílicas o electrofílicas según la naturaleza del reactivo atacante. Las reacciones de eliminación no pueden ser electrofílicas, pues tienen lugar con agentes nucleofílicos.

c) **Verdadera:** ambas reacciones tienen lugar simultáneamente, predominando una u otra según la naturaleza de los reactivos y las condiciones de la reacción.

Ejercicio 4

Identificar, nombrando y representando su fórmula, los compuestos A, B y C, siguientes: *a)* **A**: $C_2H_4Br_2$, formado por adición de HBr al HC≡CH; *b)* **B**: C_3H_7Br, formado por adición de HBr al C_3H_6; *c)* **C**: $C_3H_6Br_2$, formado por adición de Br_2 al C_3H_6.

Solución

a) **A:** C_2H_4, formado por adición de HBr al HC≡CH

$HC{\equiv}CH + 2\ HBr \rightarrow$ **$CH_3{-}CHBr_2$: 1,1-Dibromoetano**

b) **B:** C_3H_7Br, formado por adición de HBr al C_3H_6

$CH_3{-}CH{=}CH_2$ (Propeno) + HBr $\rightarrow$ **$CH_3{-}CHBr{-}CH_3$: 2-Bromopropano**

c) **C:** $C_3H_6Br_2$, formado por adición de Br_2 al C_3H_6

$CH_3{-}CH{=}CH_2$ (Propeno) + Br_2 $\rightarrow$ **$CH_3{-}CHBr{-}CH_2Br$: 1,2-Dibromopropano**

Ejercicio 5

Si tenemos los siguientes compuestos orgánicos: *a)* CH_4; *b)* C_2H_6 y *c)* C_4H_8. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: *a)* Los tres compuestos pertenecen a la misma serie homóloga; *b)* los tres compuestos pueden dar reacciones de adición; *c)* sólo uno de ellos tiene átomos con hibridación sp^3.

Solución

Los tres compuestos son los siguientes:

a) CH_4 b) $CH_3{-}CH_3$ c) $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$

a) **Falso,** pertenecen a diferentes series homólogas.

b) **Falso,** de los tres compuestos sólo puede dar reacciones de adición el compuesto *c)* C_4H_8 por tener un doble enlace (Alqueno).

c) **Falso,** porque hay dos compuestos *a)* CH_4 y *b)* $CH_3{-}CH_3$ que tienen átomos con hibridación sp^3.

5. ISOMERÍA

La isomería es una propiedad característica de ciertos compuestos químicos que con igual fórmula molecular, pueden presentar dos o más fórmulas estructurales distintas, y por tanto, propiedades físico-químicas diferentes. Se dice que dos compuestos son **isómeros** cuando presentan la misma fórmula molecular, es decir, el mismo número y tipo de átomos, pero diferente fórmula estructural.

Existen distintos tipos de isomería, que se agrupan en dos grandes bloques, **isomería estructural o plana** e **isomería espacial o estereoisomería**. La isomería estructural se explica mediante fórmulas planas, y a su vez, ésta puede ser de cadena, de posición o de función. La estereoisomería se explica mediante la representación tridimensional de la molécula y puede ser óptica o geométrica.

5.1. Isomería estructural o plana

La isomería estructural o plana se da cuando las moléculas con la misma fórmula molecular presentan una diferente distribución y/o unión de los enlaces entre los átomos que la constituyen. Así, la isomería estructural puede ser:

— **Isomería de cadena.** Los isómeros de cadena poseen una distinta distribución de los átomos de carbono en la cadena carbonada, adoptando ésta una estructura que puede ser lineal o ramificada. La Figura 41 presenta como ejemplo los posibles isómeros de cadena para la molécula con fórmula molecular C_5H_{12}.

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

n-Pentano

$$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$$

2-Metilbutano

$$CH_3-C(CH_3)_2-CH_3$$

2,2-Dimetilpropano

Figura 41. Posibles isómeros de cadena de la molécula C_5H_{12}.

— **Isomería de función.** Son isómeros de función aquellos compuestos que teniendo la misma fórmula molecular poseen grupos funcionales diferentes. La Figura 42 presenta los posibles compuestos isómeros de función de la molécula C_3H_6O.

$$CH_2=CH-CH_2OH$$

Propenol

$$CH_2=CH-O-CH_3$$

Etenilmetiléter

$$CH_3-CH_2-CH=O$$

Propanal

Figura 42. Isómeros de función de la molécula C_3H_6O. Todos ellos contienen una función o grupo funcional diferente.

— **Isomería de posición.** Son isómeros de posición aquellos compuestos que poseen un mismo grupo funcional pero situado en una posición diferente de la cadena carbonada. En la Figura 43 se representan los isómeros de posición de la molécula C_3H_8O.

$CH_3—CH_2—CH_2OH$

1-Propanol

$CH_3—CH(OH)—CH_3$

2-Propanol

Figura 43. Isómeros de posición de la molécula C_3H_8O. Contienen el grupo funcional –OH en una posición diferente dentro de la cadena carbonada.

5.2. Isomería espacial o estereoisomería

La isomería espacial o estereoisomería se presenta en aquellos compuestos que poseen los mismos átomos, las mismas cadenas y los mismos grupos funcionales, pero la disposición espacial de los átomos en la molécula es diferente. Los estereoisómeros tienen igual forma en el plano, por lo que es necesario recurrir a su representación espacial para apreciar las diferencias. La estereoisomería espacial puede ser **isomería conformacional** o **isomería configuracional**, dependiendo de que los isómeros se puedan convertir uno en otro por simple rotación de enlaces simples, o no, respectivamente.

— **Isomería conformacional.** Los estereoisómeros conformacionales son interconvertibles uno en otro mediante simple rotación de un enlace sencillo carbono-carbono. Esta rotación es posible dada la simetría cilíndrica que poseen estos enlaces. Cada una de las disposiciones espaciales que puede adoptar un compuesto como consecuencia de la rotación de uno de sus enlaces se denomina conformación. Por ello a estos isómeros también se les denomina **confórmeros** o **rotámeros**.

La Figura 44 muestra la rotación del enlace carbono-carbono en el etano. Un giro de 60 °C da lugar a dos conformaciones límite, una conformación con los hidrógenos alternados (conformación alternada), y una conformación con los hidrógenos enfrentados (conformación eclipsada).

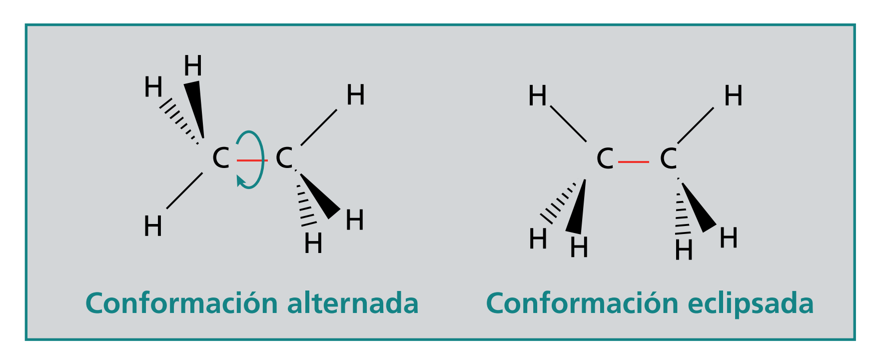


Figura 44. Estereoisómeros conformacionales de la molécula de etano obtenidos mediante un giro de 60 °C del enlace sencillo carbono-carbono.

Este fenómeno de interconversión entre isómeros conformacionales se produce generalmente a temperatura ambiente, con lo que estos isómeros no son separables o aislables.

— **Isomería configuracional.** Los estereoisómeros configuracionales no son interconvertibles uno en el otro, por lo que además es posible su aislamiento o separación. Dentro de la isomería configuracional se puede distinguir entre isomería geométrica e isomería óptica:

- *Isomería geométrica o cis-trans.* Este tipo de isomería es característica fundamentalmente de los compuestos que poseen un doble enlace carbono-carbono. En ella, la libre rotación de los átomos implicados en el doble enlace no es posible. Además, para que exista isomería geométrica, deben existir dos grupos de átomos diferentes unidos a uno y otro lado del enlace.

  Los isómeros geométricos pueden ser *cis* o *trans,* dependiendo de la disposición espacial de los sustituyentes alrededor del doble enlace. El isómero *cis* presenta los sustituyentes iguales en la misma región del espacio con respecto al plano que contiene el doble enlace, mientras que en el isómero *trans* los sustituyentes se encuentran en una región diferente, es decir, en posiciones opuestas. En la Figura 45 se muestran los isómeros geométricos del 2-buteno y del ácido butenodioico.

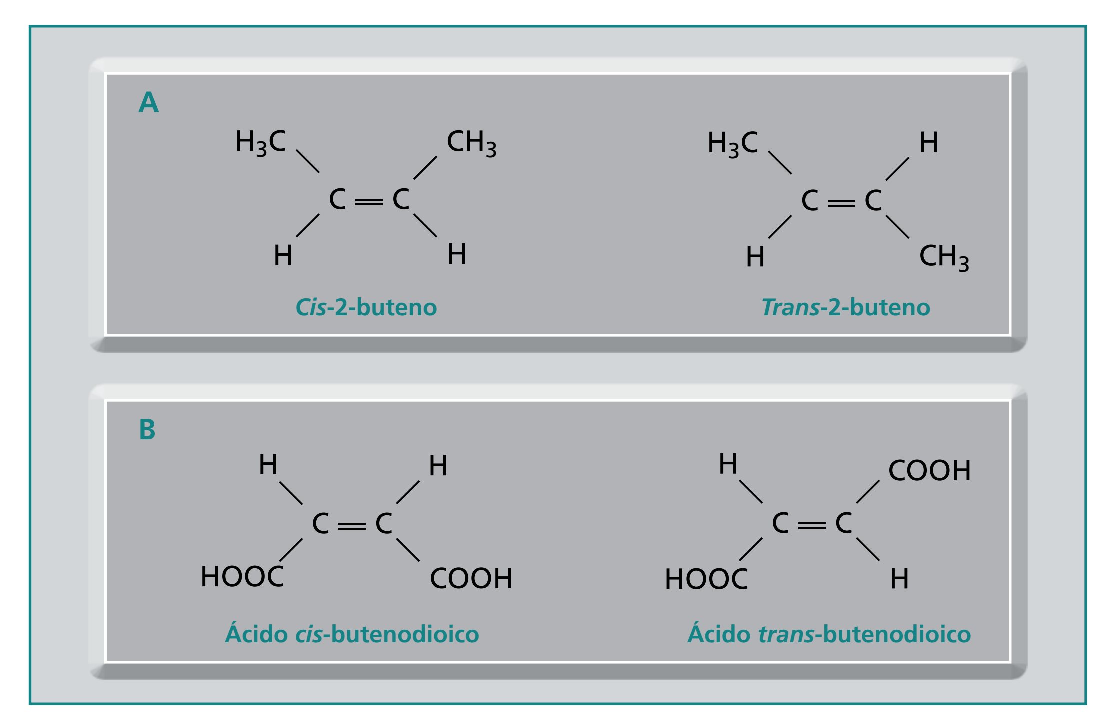


Figura 45. Isómeros geométricos de A) 2-Buteno y B) Ácido butenodioico. Los isómeros *cis* presentan los grupos CH_3 y COOH en el mismo plano que el doble enlace. Los isómeros *trans* presentan dichos grupos en posiciones opuestas.

La isomería geométrica también se presenta en todos aquellos compuestos en los que se impida la rotación en torno a un eje, como pueden ser compuestos con doble enlace nitrógeno-nitrógeno o en compuestos cíclicos (Figura 46).

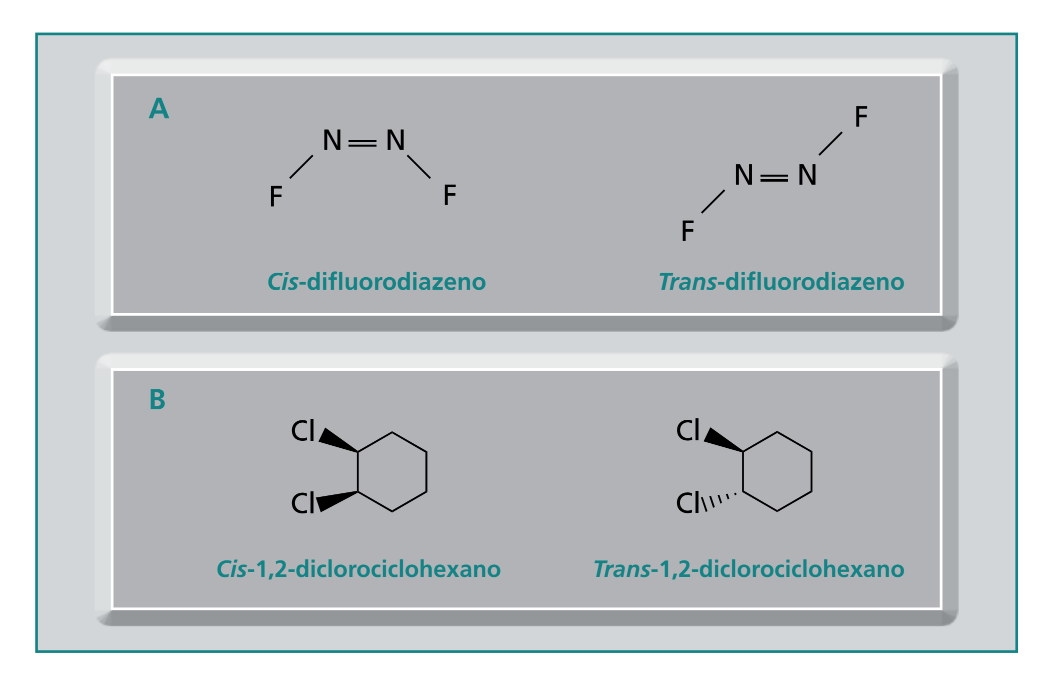


Figura 46. Isómeros geométricos de A) Difluorodiazeno y B) 1,2-Diclorociclohexano.

- Isomería óptica. Los isómeros ópticos son isómeros configuracionales cuya existencia se debe a la propiedad que presentan ciertas moléculas orgánicas de desviar el plano de polarización de la luz polarizada. Los isómeros ópticos poseen las mismas propiedades físico-químicas, difiriendo únicamente en su comportamiento frente a la luz polarizada.

La luz no es más que una forma de energía que se propaga en forma de ondas electromagnéticas en todas las direcciones del plano. Mediante un polarizador se puede conseguir que la luz vibre en un solo plano, obteniendo luz polarizada (Figura 47).

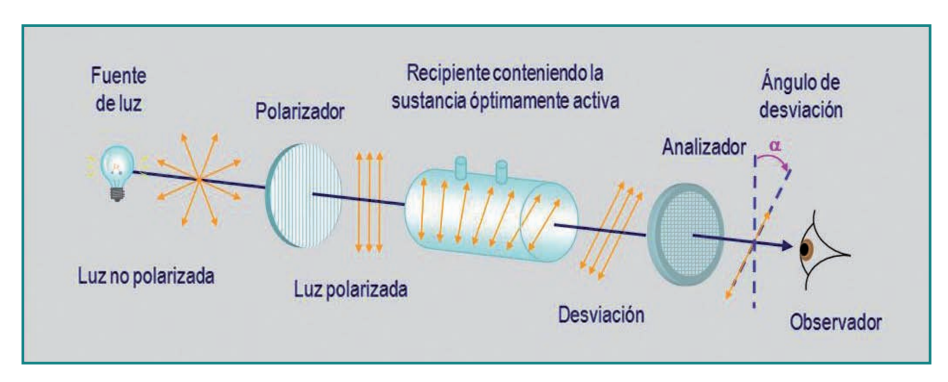


Figura 47. La luz se propaga en todas las direcciones. La luz polarizada lo hace en una única dirección, y cuando atraviesa un recipiente que contiene una sustancia óptimamente activa, ésta desvía su plano de vibración un determinado ángulo α, y en una determinada dirección, lo que se puede cuantificar mediante un analizador.

Existen moléculas, denominados **ópticamente activas,** que cuando se les hace incidir un haz de luz polarizada, son capaces de desviar el plano de vibración de este haz de luz. Así, una molécula en su **forma dextro** desvía la luz polarizada hacía la derecha, en el sentido de las agujas del reloj, y es el **isómero dextrógiro**, que se representa con el signo (+) o letra (d). Una molécula en su **forma levo** desvía la luz polarizada en igual magnitud hacía la izquierda, en el sentido contrario a las agujas del reloj), y es el **isómero levógiro,** que se representa con el signo (–) o letra (l). Igual-

mente se denominan moléculas **ópticamente inactivas** a aquellas que no alteran el plano de vibración de la luz polarizada.

La actividad óptica de las moléculas aparece cuando éstas contienen, al menos, un **carbono asimétrico o quiral**, es decir, un átomo de carbono unido a cuatro átomos o grupos de átomos distintos. En este caso, los átomos o grupos de átomos se distribuyen de tal forma alrededor del carbono central que pueden formar dos configuraciones diferentes (forma dextro y forma levo) (Figura 48).

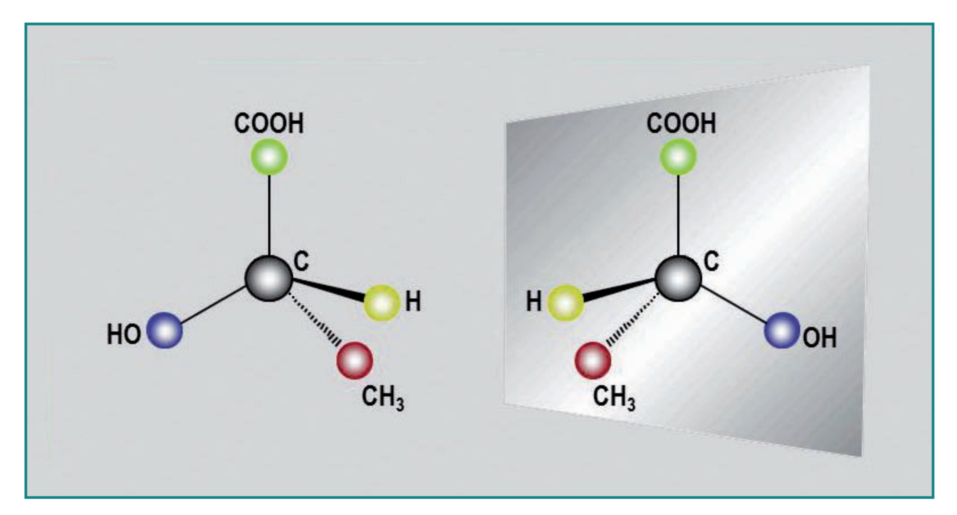


Figura 48. Isómeros ópticos, dextro y levo, del ácido láctico, CH_3–CHOH–COOH. Ambas configuraciones son imagen especular una de la otra, y no son superponibles.

Al tratar de superponer una configuración sobre la otra, vemos que esto no es posible. Una es la imagen especular de la otra, como ocurre con la mano derecha e izquierda. Al tratar de poner una encima de la otra los pulgares no coinciden. (Figura 49).

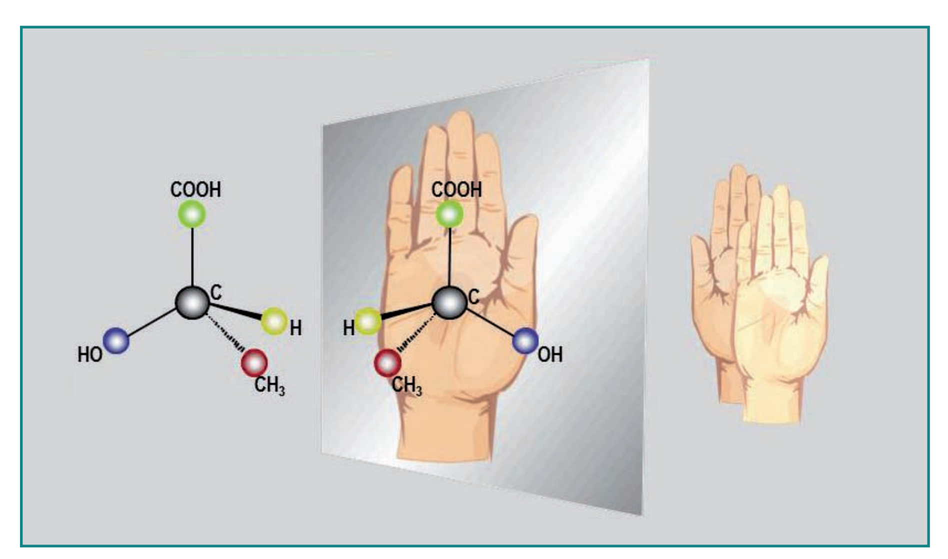


Figura 49. La mano derecha es la imagen especular de la mano izquierda. Ambas no son superponibles.

La **quiralidad** es una propiedad según la cual un objeto, no necesariamente una molécula, no es superponible con su imagen especular. Los objetos quirales no contienen plano de simetría, mientras que los aquirales sí. En la Figura 50 se pueden ver ejemplos de objetos quirales y aquirales.

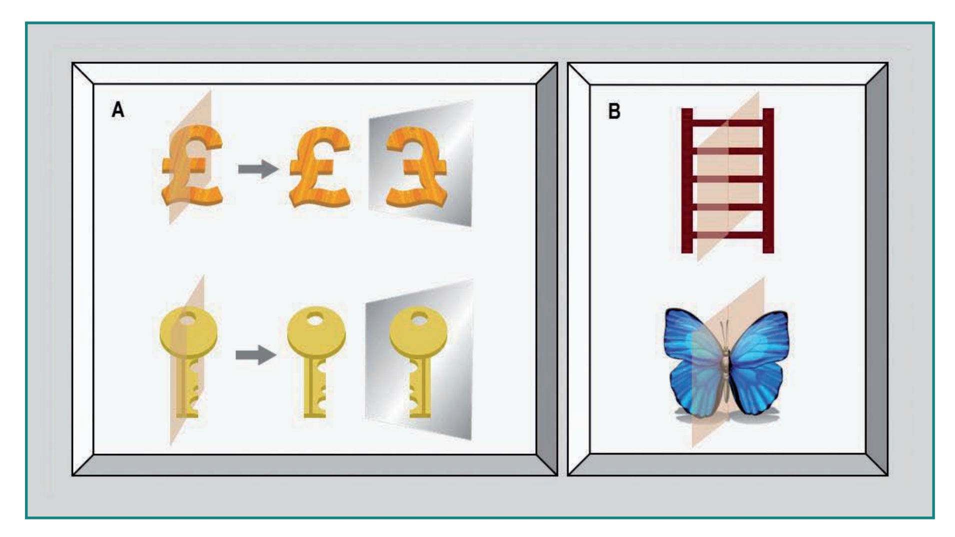


Figura 50. Representación de A) objetos quirales (no presentan plano de simetría) y B) objetos aquirales (presentan plano de simetría).

Las dos estereoisómeros cuyas representaciones moleculares son imágenes especulares una de la otra, y no superponibles, se denominan **enantiómeros**. Los enantiómeros sólo se presentan en los compuestos que tienen, al menos, un carbono quiral. La palabra quiral viene del griego *cheir*, que significa mano. En caso contrario, es decir, cuando dos isómeros configuracionales (ya sean geométricos u ópticos) no sean imagen especular, se denominan **diastereómeros**.

Dado que los enantiómeros son capaces de originar desviaciones de la luz polarizada de igual magnitud, pero de signo contrario, la mezcla equimolecular de ambos, es óptimamente inactiva. Esta mezcla recibe el nombre de **mezcla racémica.**

Además de la nomenclatura (+) y (–), los enantiómeros se pueden nombrar siguiendo dos sistemas de nomenclatura diferentes, en los que no se va a profundizar y únicamente se van a citar en este texto:

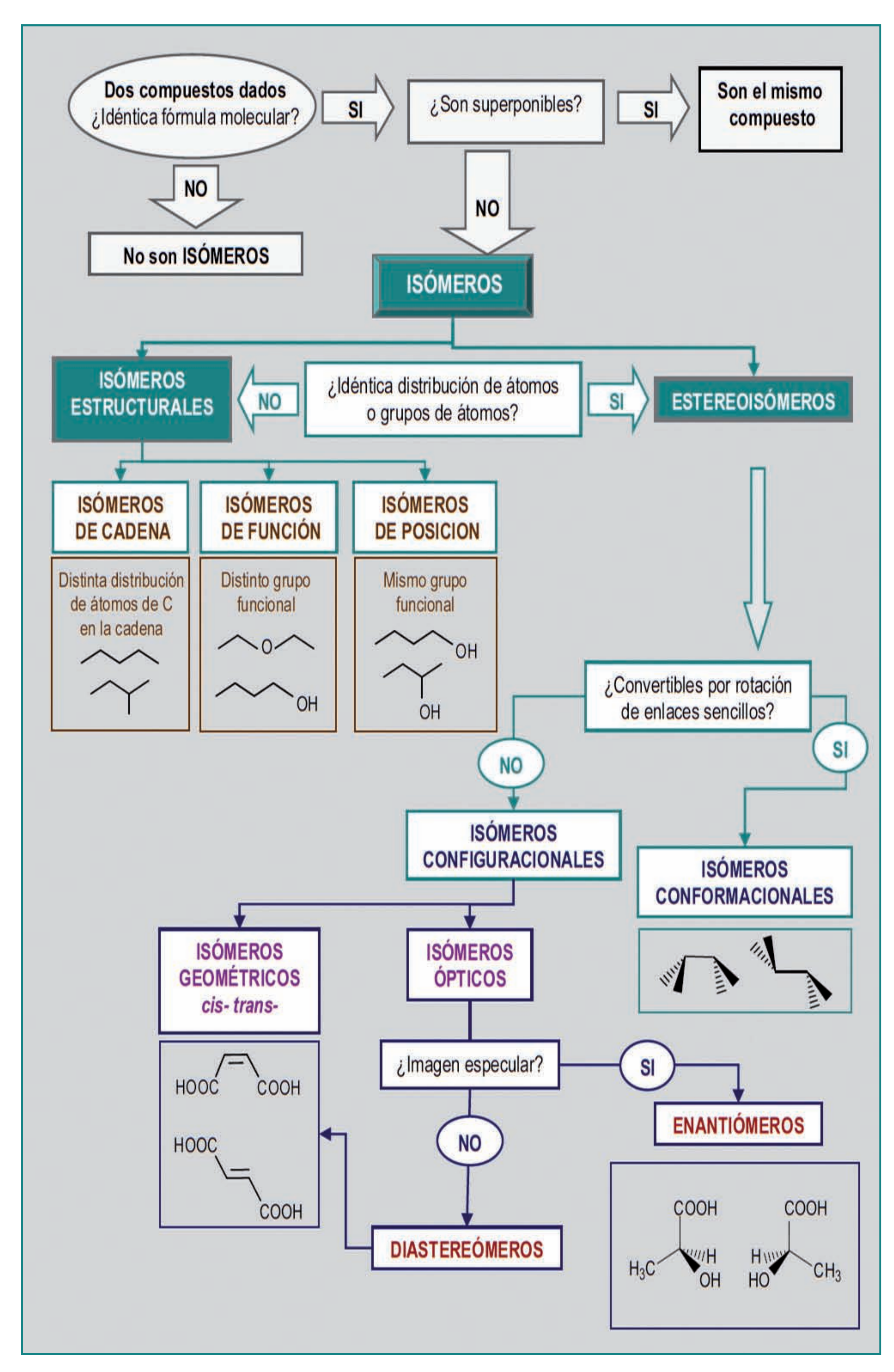
— Nomenclatura D-L. La forma D ó L se asigna a cada compuesto, tomando como criterio de representación la Regla de Fisher.

— Nomenclatura R-S. Es la más adecuada cuando la molécula tiene varios carbonos asimétricos. Las formas R ó S se designan empleando la Regla de la Secuencia (de Cahn, Ingold y Prelog).

En el Esquema 2 (página siguiente) se muestran los pasos a seguir para determinar qué tipo de isomería presenta un compuesto dado.

Los enantiómeros poseen las mismas propiedades físicas y químicas, a excepción de la desviación de la luz polarizada, como se ha indicado anteriormente. Sin embargo, presentan diferentes propiedades biológicas, lo que les confiere un especial interés en el campo de la biología, la medicina y la farmacología. Por ejemplo, los organismos vivos sólo emplean l-aminoácidos para la síntesis de proteínas, y el ADN sólo contiene azúcares en la forma d-.

Igualmente, la forma S del ibuprofeno tiene propiedades analgésicas mientras que la D no. Un ejemplo muy conocido es el caso de la talidomina, fármaco empleado contra las nauseas en el embarazo en los años 60. Se prescribía la mezcla racémica de ambos enantiómeros, R- y S-talidomina. Años más tarde, se descubrió que la forma S- era la responsable de la aparición de graves defectos congénitos en el feto.



Esquema 2. Pasos a seguir para determinar el tipo de isomería que presenta un par de compuestos orgánicos dados.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Explicar uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y representar los correspondientes isómeros: *a)* CH_3–CO–CH_3; *b)* CH_3–CH_2–CH_2–CH_3; *c)* CH_3–CHF–COOH.

Solución

a) CH_3–CO–CH_3 → **Isomería de función**: CH_3–CH_2–CHO: porque tienen la misma fórmula molecular pero poseen grupos funcionales diferentes.

b) CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 → **Isomería de cadena**: CH_3–CH(CH_3)–CH_3: porque tienen una distribución distinta de los átomos de carbono en la cadena carbonada.

c) CH_3–CHF–COOH → **Isomería de posición**: CH_2F–CH_2–COOH: porque tienen los mismos grupos funcionales pero situados en una posición diferente de la cadena carbonada.

Ejercicio 2

Dados los compuestos siguientes: *a)* $C_4H_8O_2$; *b)* C_4H_8O. Formular dos isómeros de función de cada uno de ellos, indicando la función química a la que pertenece su fórmula molecular.

Solución

Los **isómeros de función** son:

a) $C_4H_8O_2$ → CH_3–CH_2–CH_2–COOH: Ácido butanoico → **Ácido**

CH_3–CH_2–COO–CH_3: Propanoato de metilo → **Éster**

b) C_4H_8O → CH_3–CH_2–CH_2–CHO: Butanal → **Aldehído**

CH_3–CH_2–CO–CH_3: Butanona → **Cetona**

Ejercicio 3

Indicar, razonadamente, si pueden ser ópticamente activos algunos de los compuestos siguientes:

a) CH_3–CH_2–CHCl–CH_2–CH_3

b) CH_3–CHBr–CHCl–COOH

c) CH_3–CH_2–CHOH–CH_3

Solución

Para que una molécula presente actividad óptica ésta tiene que contener, al menos, un carbono asimétrico o quiral, es decir, un átomo de carbono unido a cuatro átomos o grupos de átomos distintos Únicamente pueden ser ópticamen-

te activos los compuestos *b)* y *c)*, porque son los que poseen los carbonos asimétricos, que se han señalado con un asterisco:

b) CH_3–C*HBr–C*HCl–COOH

c) CH_3–CH_2–C*HOH–CH_3

```
      Br   Cl
      |    |
CH3— C*— C*— COOH
      |    |
      H    H
```

```
      H    OH
      |    |
CH3— C — C*— CH3
      |    |
      H    H
```

Ejercicio 4

Razonar, si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

a) Todos los compuestos que contienen carbono e hidrógeno son orgánicos.

b) Los enlaces en los compuestos orgánicos son siempre covalentes.

c) Dos compuestos orgánicos que posean el mismo grupo funcional son isómeros.

d) La isomería *cis-trans* es característica de aquellos compuestos en los que un átomo de carbono presenta una hibridación sp^2.

e) Recibe el nombre de grupo funcional un grupo de átomos distribuidos de tal forma que la molécula adquiere unas propiedades químicas características.

Solución

a) **Falsa.** Todos los compuestos orgánicos contienen carbono e hidrógeno. Sin embargo, existen compuestos que contienen carbono e hidrógeno, además de otros elementos, que se denominan compuestos inorgánicos, como, por ejemplo, el ácido carbónico y los hidrogenocarbonados.

b) **Falsa.** Aunque la mayor parte de los enlaces en los compuestos orgánicos son covalentes, existen algunos iónicos, como por ejemplo, las sales.

c) **Falsa.** Dos compuestos orgánicos que posean el mismo grupo funcional no son necesariamente isómeros, sino que pertenecen a la misma serie homóloga.

d) **Falsa.** Aunque la isomería *cis-trans* es característica de los compuestos orgánicos en los que dos átomos de carbono están unidos por un doble enlace (hibridación sp^2) y los cuatro sustituyentes de uno de ellos son diferentes, también presentan isomería geométrica los compuestos cíclicos con sustituyentes.

e) **Verdadera.** Ésta es la definición de grupo funcional.

Ejercicio 5

Dados los siguientes compuestos:

1) CH_3–CH_2–CH_2–CH_2Br; 2) CH_2OH–CH_2–CH_2–$CONH_2$; 3) CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3

a) Identificar los grupos funcionales presentes en sus moléculas, cuál es el grupo funcional principal y nombrarlos.

b) Escribir un isómero de cadena, de posición y de función de la molécula.

Solución

a) **Grupos funcionales:**

1) CH_3–CH_2–CH_2–CH_2Br → 1-Bromobutano. Derivado bromado o halogenado: grupo funcional bromo, -Br.

2) CH_2OH–CH_2–CH_2–$CONH_2$ → 4-Hidroxibutanamida. Es una Hidroxiamida → grupo funcional principal: carboxiamida (–$CONH_2$); y grupo secundario: hidroxilo (-OH).

3) CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3 → Propanoato de etilo. Es un Éster: grupo funcional alcoxicarbonilo (–COOR).

b) **Isómeros de cadena, de posición y de función:**

Isómeros de cadena → CH_3–CH_2–CH_2–CH_2Br: 1-Bromobutano → CH_3–$CH(CH_3)$–CH_2Br: 1-Bromo2-metilpropano. Fórmula: C_4H_9Br.

Isómeros de posición → CH_2OH–CH_2–CH_2–$CONH_2$: 4-Hidroxibutanamida → CH_3–CHOH–CH_2–$CONH_2$: 3-Hidroxibutanamida. Fórmula: C_4H_9NO.

Isómeros de función → CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3: Propanoato de etilo → CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COOH: Ácido pentanoico. Fórmula: $C_5H_{10}O_2$.

Ejercicio 6

Indicar si el compuesto de fórmula: CH_3–CH_2–CCl–NH_2–COOH (ácido 2-amino-2-clorobutanoico) posee átomos de carbono asimétricos y, en caso afirmativo, representar sus isómeros ópticos.

Solución

El ácido 2-amino-2-clorobutanoico presenta un carbono asimétrico por lo que es quiral (no tienen ningún plano de simetría) y presenta isomería óptica (enantiomería). Los isómeros ópticos son: (+) y (–) ácido 2-amino-2-clorobutanoico y son imágenes especulares entre sí:

Ácido 2-amino-2-clorobutanoico → CH_3–CH_2–CCl–NH_2–COOH

En este compuesto el carbono 2 es asimétrico, pues se encuentra unido a cuatro sustituyentes diferentes.

Los dos isómeros ópticos del ácido 2-amino-2-clorobutanoico son los siguientes:

CH_2CH_3 | H_2N C Cl HOOC CH_2CH_3 | Cl C NH_2 COOH

En este tema tienes que recordar

- **Cadena carbonada.** Esqueleto de los compuestos orgánicos, constituido por átomos de carbono unidos entre sí mediante un enlace covalente carbono-carbono, al que se unen otros átomos tales como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno o halogenos.
- **Cadena carbonada insaturada.** Cadena carbonada que contiene al menos una instauración, es decir, un doble o triple enlace.
- **Cadena carbonada saturada.** Cadena carbonada en la que todos sus enlaces son sencillos.
- **Carbanión.** Anión de un compuesto orgánico, en el que el átomo de carbono posee carga negativa, debido a que contiene un par de electrones sin compartir.
- **Carbocatión o ión carbonio.** Catión de un compuesto orgánico, en el que el átomo de carbono posee carga positiva, debido a que contiene un orbital vacío, es decir, tiene 6 electrones en su capa de valencia, en lugar de 8.
- **Carbono asimétrico.** Átomo de carbono unido a cuatro átomos o grupos de átomos distintos.
- **Carbono cuaternario.** Átomo de carbono unido a cuatro átomos de carbono.
- **Carbono primario.** Átomo de carbono unido a un único átomo de carbono.
- **Carbono quiral.** Carbono asimétrico.
- **Carbono secundario.** Átomo de carbono unido a dos átomos de carbono.
- **Carbono terciario.** Átomo de carbono unido a tres átomos de carbono.
- **Conformación.** Disposición espacial que puede adoptar un compuesto como consecuencia de la rotación de uno de sus enlaces.
- **Confórmeros o rotámeros.** Estereoisómeros conformacionales (convertibles entre sí por rotación de sus enlaces sencillos).
- **Diastereómeros.** Isómeros configuracionales (ópticos o geométricos), que no son imagen especular uno de otro.
- **Electrófilo.** Los reactivos electrófilos son especies químicas que pueden aceptar un par de electrones, pues tienen orbitales vacios. Todos son ácidos de Lewis. Las reacciones en las que intervienen se llaman reacciones electrofílicas.
- **Enantiómeros.** Isómeros configuracionales (isómeros ópticos) que son imagen especular uno del otro, no superponibles.
- **Enlace carbono-carbono tipo π.** Enlace químico formado por el solapamiento lateral de dos orbitales tipo *p* del átomo de carbono.
- **Enlace covalente.** Enlace químico en el que los átomos participantes comparten un par de electrones.
- **Enlace covalente de tipo σ.** Enlace químico covalente formado como resultado del solapamiento frontal de orbitales atómicos puros o híbridos.
- **Estereioisómeros.** Compuestos isómeros que poseen los mismos átomos, las mismas cadenas y los mismos grupos funcionales, es decir, idéntica distribución de átomos, pero diferente disposición espacial.
- **Fórmula desarrollada.** Fórmula (estructural) de un compuesto en la que se especifican todos los enlaces en el plano entre los átomos que constituyen la molécula.

- **Fórmula empírica.** Formula química más sencilla con la que se puede representar una molécula. Indica la relación numérica más sencilla en la que se encuentran los átomos constituyentes de la molécula, es decir, tiene los subíndices enteros más pequeños posibles.
- **Fórmula estructural.** Indica los enlaces que existen entre los átomos que forman una molécula. Permite la identificación inequívoca de un compuesto
- **Fórmula molecular.** Indica el número exacto de átomos distintos presentes en una molécula. Depende de la masa molecular del compuesto y está estrechamente relacionada con la fórmula empírica. Si n=1, fórmula molecular y fórmula empírica coinciden.
- **Fórmula química.** Representación simbólica de los átomos que constituyen una molécula y de la proporción en la que éstos se encuentran, mediante símbolos y subíndices numéricos.
- **Fórmula semidesarrollada.** Fórmula estructural que especifica únicamente los enlaces entre los átomos de carbono que componen la molécula (simples, dobles o triples).
- **Fórmula tridimensional.** Fórmula estructural que indica la disposición espacial de los átomos y de los enlaces, siguiendo un convenio concreto (enlaces situados en el plano del papel, hacía delante y hacía atrás).
- **Grupo funcional.** Átomo o grupo de átomos unidos entre sí de la misma forma a una cadena carbonada. El grupo funcional confiere al compuesto orgánico una serie de propiedades características.
- **Hibridación.** Combinación de orbitales atómicos puros para generar orbitales híbridos.
- **Hibridación *sp* o lineal.** Combinación de un orbital *s* con un orbital *p*. Es propia de los átomos de carbono que presentan un triple enlace.
- **Hibridación sp^2 o trigonal.** Combinación de un orbital s con dos orbitales *p*. Es propia de los átomos de carbono que presentan un doble enlace.
- **Hibridación sp^3 o tetraédrica.** Combinación de un orbital *s* con tres orbitales *p*. Es propia de los de los átomos de carbono que presentan un enlace sencillo.
- **Isomería estructural o plana**. Se da cuando dos o más moléculas con la misma fórmula molecular presentan una diferente distribución y/o unión de los enlaces entre los átomos que la constituyen.
- **Isomería espacial o estereoisomería.** Se presenta en aquellos compuestos que poseen los mismos átomos, las mismas cadenas y los mismos grupos funcionales, pero la disposición espacial de los átomos en la molécula es diferente. Los estereoisómeros tienen igual forma en el plano, por lo que es necesario recurrir a su representación espacial para apreciar las diferencias.
- **Isómero dextrógiro.** Isómero óptico que desvía el plano de la luz polarizada hacía la derecha, en el sentido de las agujas del reloj. Se representa con el signo (+) o la letra (d).
- **Isómero levógiro.** Isómero óptico que desvía el plano de la luz polarizada hacía la izquierda, en el sentido contrario al de las agujas del reloj. Se representa con el signo (–) o la letra (l).
- **Isómeros *cis-trans.*** Isómeros configuracionales (estereoisómeros) en los que la libre rotación de los átomos en torno a un eje está impedida por la existencia de un doble enlace (carbono-carbono, nitrógeno-nitrógeno), o un ciclo. Para que se de

la isomería *cis-trans*, los átomos unidos a uno y otro lado del doble enlace han de ser diferentes.

- **Isómeros configuracionales.** Compuestos que presentan los mismos átomos, las mismas cadenas y los mismos grupos funcionales, pero la disposición espacial de los átomos en la molécula es diferente. Son, por tanto, estereoisómeros. Estos isómeros **no son interconvertibles** uno en otro mediante la rotación de sus enlaces sencillos
- **Isómeros conformacionales.** Compuestos que presentan los mismos átomos, las mismas cadenas y los mismos grupos funcionales, pero la disposición espacial de los átomos en la molécula es diferente. Son, por tanto, estereoisómeros. Estos isómeros **son interconvertibles** uno en otro mediante la rotación de sus enlaces sencillos carbono-carbono.
- **Isómeros de cadena.** Isómeros estructurales que presentan distinta distribución de los átomos de carbono que constituyen la cadena carbonada.
- **Isómeros de función.** Isómeros estructurales que poseen grupos funcionales diferentes.
- **Isómeros de posición.** Isómeros estructurales que poseen los mismos grupos funcionales, pero en posiciones diferentes de la cadena carbonada.
- **Isómeros estructurales.** Compuestos que tienen el mismo número y el mismo tipo de átomos, pero diferente distribución y/o unión de los enlaces entre dichos átomos.
- **Isómeros geométricos.** Isómeros *cis-trans*.
- **Isómeros ópticos.** Isómeros configuracionales (estereoisómeros) que presentan las mismas propiedades físico-químicas, excepto en su comportamiento frente a la luz polarizada.
- **Isómeros.** Dos o más compuestos que tienen la misma fórmula molecular pero diferente estructura, y por tanto, propiedades físico-químicas diferentes.
- **IUPAC.** Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. El sistema IUPAC establece una serie de normas para la formulación y nomenclatura sistemática de los compuestos orgánicos.
- **Mezcla racémica.** Mezcla que contiene cantidades iguales (equimolecular) de los dos enantiómeros (l) y (d) de una misma molécula con actividad óptica. La mezcla racémica es ópticamente inactiva.
- **Moléculas ópticamente activas.** Moléculas que son capaces de desviar el plano de la luz polarizada, cuando sobre ellas incide un haz de dicha luz.
- **Moléculas ópticamente inactivas.** Moléculas que no alteran el plano de vibración de la luz polarizada cuando sobre ellas incide un haz de dicha luz.
- **Nucleófilo.** Es un reactivo que puede ceder un par de electrones, ya que tiene pares de electrones sin compartir. Todos son bases de Lewis. Las reacciones en las que intervienen se llaman reacciones nucleofílicas.
- **Número localizador**. Número que se utiliza para numerar los átomos de la cadena carbonada.
- **Orbitales híbridos.** Orbitales moleculares que resultan de la combinación del mismo número de orbitales atómicos puros.
- **Orbitales híbridos *sp*.** Se forman por combinación de un orbital *s* y 1 orbital *p*. Adquieren en el espacio una disposición lineal (ángulo de 180º).

- **Orbitales híbridos *sp*^{2}.** Se forman por combinación de un orbital *s* y 2 orbitales *p*. Adquieren en el espacio una disposición trigonal plana (ángulo de 120º).
- **Orbitales híbridos *sp*^{3}.** Se forman por combinación de un orbital *s* y 3 orbitales *p*. Adquieren en el espacio una disposición tetraédrica (ángulo de 109,3º).
- **Química Orgánica o Química del Carbono.** Rama de la Química que estudia la estructura, síntesis y reactividad de los compuestos que contienen el elemento carbono como unidad estructural.
- **Quiralidad.** Propiedad que presentan ciertos objetos de poder existir bajo dos formas, ambas no superponibles, y que una es imagen especular de la otra (es su imagen reflejada en un espejo). Las manos constituyen un típico ejemplo de quiralidad.
- **Radical libre.** Especie altamente reactiva, y eléctricamente neutra, que contiene un electrón desapareado.
- **Ramificación.** Cadena lateral unida a un átomo de carbono o heteroátomo.
- **Reacción de adición.** Reacción en la que se produce la adición de un átomo o grupo de átomos a un doble o triple enlace, convirtiéndolo en sencillo o doble, respectivamente.
- **Reacción de combustión.** Reacción en la que se produce la oxidación de un compuesto orgánico en presencia de oxígeno atmosférico, dónde éste actúa como oxidante. En el proceso de combustión se desprende una gran cantidad de calor, dióxido de carbono y agua.
- **Reacción de condensación.** Reacción en la que se produce la unión de dos moléculas complejas, e implica la pérdida de una molécula sencilla.
- **Reacción de eliminación.** Reacción en la que se produce la pérdida de una molécula pequeña del seno de la molécula de partida, formándose dobles o triples enlaces.
- **Reacción de oxidación-reducción.** Reacción que implica una modificación en el número de oxidación de determinados elementos, generalmente del átomo de carbono, durante el transcurso de la misma.
- **Reacción de sustitución o desplazamiento.** Reacción en la que un átomo o grupo de átomos unido a un átomo de carbono es sustituido por otro átomo o grupo de átomos que entra en su lugar.
- **Ruptura heterolítica o heteropolar.** Se produce cuando uno de los átomos o grupos de átomos de la molécula que se rompe conservan los dos electrones del enlace. El enlace se ha roto de forma asimétrica.
- **Ruptura homolítica u homopolar.** Se produce cuando cada átomo o grupo de átomos que se separan de la molécula que se rompe se lleva un electrón de los dos que constituyen el enlace. El enlace se ha roto de forma simétrica.
- **Serie homóloga.** Grupo de compuestos que contienen el mismo grupo funcional, es decir, pertenecen a la misma familia, pero se diferencian en la longitud de la cadena carbonada.

Desarrollo de competencias

1 Indicar, para todos los átomos de carbono de la siguiente molécula, si se trata de un carbono primario, secundario, terciario o cuaternario:

CH_3
|
$CH—CH_2—CH_3$
|
$CH_3—CH_2—C—CH_2—CH_3$
|
$CH_3—C—CH_3$
|
$CH_3—CH_2—CH—CH_3$

Solución

1 → Carbono primario

2 → Carbono secundario

3 → Carbono terciario

4 → Carbono cuaternario

$\overset{1}{CH_3}$
|[3]
$CH—\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{CH_3}$
|
$\overset{1}{CH_3}—\overset{2}{CH_2}—\overset{4}{C}—\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{CH_3}$
|
$\overset{1}{CH_3}—\overset{4}{C}—\overset{1}{CH_3}$
|
$\overset{1}{CH_3}—\overset{2}{CH_2}—\overset{3}{CH}—\overset{1}{CH_3}$

2 Dadas las siguientes moléculas, indicar el grupo o grupos funcionales presentes en cada una de ellas:

a) OH, O—CH_3

b) O, O

c) NH_2, CH_3

d) HO, O

e) O—CH_2—CH_3

Solución

a) Hidroxilo (–OH) y Oxi (R–O-R`).

b) Carbonilo (–C=O).

c) Amino (–NH_2) y Alcano (R–H).

d) Hidroxilo (–OH) y Carbonilo (–C=O).

e) Oxi (R–O–R`).

3 Indicar la serie funcional a la que pertenecen los compuestos siguientes indicando el nombre del grupo funcional y nombrar los compuestos:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$; *b)* $CH_3–CHBr–COOH$; *c)* $CH_3–CO–CH_3$; *d)* $CH_3–CH{=}CH–CH_2OH$; *e)* $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–C{\equiv}N$.

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$ → Butano; **Alcano (R-H): Hidrocarburo**

b) $CH_3–CHBr–COOH$ → Ácido 2-bromopropanoico; **Carboxilo (–COOH): Ácido carboxílico**

c) $CH_3–CO–CH_3$ → Propanona; **Carbonilo (–C=O): Cetona**

d) $CH_3–CH{=}CH–CH_2OH$ → 2-Buten-1-ol; **Hidróxilo (–OH): Alcohol**

e) $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–C{\equiv}N$ → 2-Metilbutanonitrilo; **Nitrilo (–C≡N): Nitrilo**

4 Indicar el grupo o grupos funcionales presentes en cada una de las siguientes moléculas:

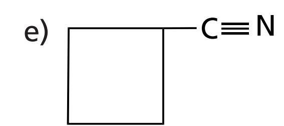
a) $Cl–CH{=}CH–CH_3$

b) (ciclohexadienil)–C(=O)—NH—CH_3

c) Cl—CH(OH)—C≡CH

d) $CH_3—CH_2—C(=O)—O—CH_2—CH_3$

e)



Solución

a) Alqueno (–CH=CH–), Halógeno (–Cl).

b) Amido (–CO–NH–R).

c) Hidroxilo (–OH), Halógeno (Cl) y triple enlace (R–C≡N).

d) Éster (–COO–R).

e) Nitrilo (R–C≡N).

5 Si tenemos los siguientes compuestos: *a)* $CH_2OH–CHO$; *b)* $CH_3–O–CH_2–CH_3$, *c)* $CH_3–CO–CH_3$, *d)* $CH_3–CH–NH_2–COOH$. 1) Nombrar e identificar los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos. En caso de contener más de un grupo indicar cuál es el grupo principal. 2) Indicar si alguno de ellos posee átomos de carbono asimétricos y el tipo de isomería que presentan. Justifique su respuesta.

Solución

1. **Nomenclatura y formulación de grupos funcionales**

   a) $CH_2OH–CHO$ → 2-Hidroxietanal. Es un Hidroxialdehído que posee los grupos funcionales: grupo carbonilo (principal, –C=O) y grupo hidroxilo, (–OH).

   b) $CH_3–O–CH_2–CH_3$ → Etil metil éter. Es un Éter que posee el grupo funcional: grupo oxi (–O–).

c) CH_3–CO–CH_3 → Propanona. Es una cetona que posee el grupo funcional: grupo carbonilo (–C=O).

d) CH_3–$CHNH_2$–COOH → Ácido 2-aminopropanoico. Es un aminoácido que posee los grupos funcionales: grupo carboxilo (principal, –COOH) y grupo amino, (–NH_2).

2. De todos ellos, el compuesto d) el Ácido 2-aminopropanoico es el único que tiene un carbono asimétrico (carbono unido a cuatro sustituyentes distintos). Los compuestos que presentan un carbono asimétrico son quirales (no tienen ningún plano de simetría) y presentan isomería óptica (enantiomería). Los isómeros ópticos son: (+) y (–) ácido 2-aminopropanoico y son imágenes especulares entre sí:

6 Dados los siguientes compuestos: *a)* CH_3–CH_2–CHO, *b)* CH_3–CH_2–O–CH_3; *c)* CH_3–CH_2–COOH; *d)* CH_3–CH_2–NH_2. 1) Identificar el grupo funcional en cada uno de ellos. 2) Escribir un isómero de función de los compuestos a) y b).

Solución

1. **Grupo funcional en cada uno de ellos**
   a) CH_3–CH_2–CHO → Aldehído
   b) CH_3–CH_2–O–CH_3 → Éter
   c) CH_3–CH_2–COOH → Ácido carboxilico
   d) CH_3–CH_2–NH_2 → Amina

2. Un **isómero de función** de los compuestos a) y b) son:
   a) CH_3–CH_2–CHO → CH_3–CO–CH_3 → Aldehído y Cetona. Fórmula: C_3H_6O
   b) CH_3–CH_2–O–CH_3 → CH_3–CH_2–CH_2OH → Éter y Alcohol. Fórmula: C_3H_8O

7 Nombrar y escribir la fórmula de tres compuestos que pertenezcan a la misma serie homóloga del etanol.

Solución

CH_3–CH_2OH → Etanol

CH_3–CH_2–CH_2OH → Propanol

CH_3–CH_2–CH_2–CH_2OH → Butanol

CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2OH → Pentanol

8 Identificar el tipo de ruptura (homolítica o heterolítica) que se ha producido en cada una de las reacciones siguientes:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 \xrightarrow{\text{Calor}} \cdot CH_3 + \cdot CH_2–CH_2–CH_3$

b) $CH_3–CH=CH_2 + Cl_2 \xrightarrow{CClO_4} CH_3—CH(Cl)—CH_2—Cl$

c) □ $+ Cl_2 \xrightarrow{\text{Calor}}$ (ciclobutano: $H_2C—CH–Cl$ / $H_2C—CH_2$) $+ HCl$

Solución

a) Ruptura homolítica → Al romperse el enlace cada uno de los átomos se queda con uno de los electrones del par, originándose radicales libres.

b) Ruptura heterolítica → En la ruptura heterolítica uno de los átomos se queda con el par de electrones, convirtiéndose en un ion negativo, mientras que el otro átomo se transforma en un ion positivo. El comportamiento químico de los alquenos se explica por la existencia del doble enlace (enlaces σ y π). Los electrones que forman el enlace π con facilidad reaccionan con agentes electrofílicos, los cuales excitan la polarización del enlace π produciendo su ruptura heterolítica.

Los haluros de hidrógeno sufren ruptura heterolítica con facilidad. El protón resultante es fuertemente electrófilo y es atacado por el doble enlace, formándose un carbocatión con el que se une el anión haluro.

c) Ruptura heterolítica → Los alcanos reaccionan con los halógenos mediante un mecanismo en cadena, en el que intervienen radicales libres.

9 Completar las siguientes reacciones indicando qué tipo de reacción se produce y señalando cuáles son los productos de reacción mayoritarios, en el caso de que se produzcan varios compuestos:

a) $CH_3–CH=CH_2 + HCl \rightarrow$

b) $CH_3–CHO + LiAlH_4 \rightarrow$

c) $CH_3–CH_2–COOH + CH_3–CH_2–CH_2OH \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2Cl$ (1-Cloropropano) $+ CH_3–CHCl–CH_3$ (2-Cloropropano).
Se produce una **reacción de adición** electrófila formándose como producto mayoritario el 2-cloropropano y como minoritario el 1-cloropropano, siguiendo la Regla de Markovnikoff.

b) $CH_3–CHO + LiAlH_4 \rightarrow CH_3–CH_2OH$ (Etanol).
Se produce **una reducción** de un aldehído, obteniéndose un alcohol primario (etanol). Si la reducción se continúa, el producto final obtenido es un alcano, el etano: $CH_3–CH_3$.

c) $CH_3–CH_2–COOH + CH_3–CH_2–CH_2OH \rightarrow CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3$ (Propanoato de etilo) $+ H_2O$.
Se produce una **reacción de condensación** (Esterificación).

10 Completar las siguientes reacciones químicas (ajustándolas si hace falta) e indicando de qué tipo son:

a) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow$

b) $CH_3–CH=CH_2 + H_2 \rightarrow$

c) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow$

Solución

a) $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O \rightarrow$ **Reacción de combustión.**

b) $CH_3–CH=CH_2 + H_2 \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}} CH_3–CHOH–CH_3 \rightarrow$ **Reacción de adición (hidrogenación catalítica).**

c) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_3 \rightarrow$ **Reacción de condensación**. (esterificación).

11 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_3–CH=CH–CH_3 + HBr \rightarrow$

b) $CH_3–CHI–CH_3 + KOH \rightarrow$

c) $CH_3–CH_2Br + NaOH \rightarrow$

d) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH=CH–CH_3 + HBr \rightarrow CH_3–CH_2–CHBr–CH_3 \rightarrow$ **Reacción de adición.**

b) $CH_3–CHI–CH_3 + KOH \rightarrow CH_3–CH=CH_2 + KI + 2\ H_2O \rightarrow$ **Reacción de eliminación.**

c) $CH_3–CH_2Br + NaOH \rightarrow CH_3–CH_2OH + NaBr \rightarrow$ **Reacción de sustitución.**

d) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_3 + H_2O \rightarrow$ **Reacción de condensación (esterificación).**

12 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH\equiv CH + HCl \rightarrow$

b) $CH_3OH + 3/2\ O_2 \rightarrow$

c) $CH_3–C(CH_3)=C(CH_3)\text{-}CH_3 + KMnO_4 \rightarrow$

d) $C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow$

Solución

a) $CH\equiv CH + HCl \rightarrow CH_2=CH–Cl$ **Reacción de adición.**

b) $CH_3OH + 3/2\ O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ **Reacción de combustión.**

c)

$$CH_3—\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}=\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}=CH_3 \;+\; KMnO_4 \;\rightarrow\; CH_3—\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}}}—\overset{\displaystyle OH}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}—CH_3 \;\rightarrow\; 2\ CH_3–CH=CH_2$$

Reacción de oxidación-reducción.

d)

Benceno + HNO_3 → Nitrobenceno (NO_2) + H_2O **Reacción de sustitución.**

13 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH{\equiv}CH + C_6H_5OH \rightarrow$

b) $CH_3{-}CH_2OH \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}}$

c) $CH_3{-}CHO + HCN \rightarrow$

d) $C_6H_5{-}Cl + HNO_3 \rightarrow$

Solución

a) $CH{\equiv}CH$ + $C_6H_5{-}OH$ → $C_6H_5{-}O{-}CH{=}CH_2$ **Reacción de adición.**

b) $CH_3{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}} CH_2{=}CH_2 + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

c) $CH_3{-}CHO + HC{\equiv}N \rightarrow CH_3{-}CH(OH){-}C{\equiv}N$ **Reacción de adición.**

d)

$C_6H_5{-}Cl$ + HNO_3 → o-$ClC_6H_4NO_2$ + p-$ClC_6H_4NO_2$ **Reacción de sustitución.**

14 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $H_2C{=}O + 2\ Ag(NH_3)_2OH \rightarrow$

b) $CH_3{-}COH + H_2N\text{-}OH \rightarrow$

c) $CH_3{-}CHOH\text{-}CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

d) $CH_3{-}CHO + MnO_4OH \rightarrow$

Solución

a) $H_2C{=}O + 2\ Ag(NH_3)_2OH \rightarrow COOH + 2\ Ag + 4\ NH_3 + 2\ H_2O$ **Reacción redox.**

b) $CH_3{-}COH + H_2N{-}OH \rightarrow CH_3{-}CHN{-}OH + H_2O$ **Reacción de condensación.**

c) $CH_3{-}CHOH{-}CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3{-}CH{=}CH_2 + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

d) $CH_3{-}CHO + MnO_4OH \rightarrow CH_3{-}COOH + MnO_2 + H_2O$ **Reacción redox.**

15 Formular los siguientes compuestos: *a)* 2-Metilheptano; *b)* 3,5-Dimetilheptano; *c)* 5-Propilnonano; *d)* Isobutano.

Solución

Si nos dan el nombre de un compuesto orgánico y tenemos que representar su fórmula, en primer lugar debemos dibujar la cadena más larga de carbonos. Después se van situando los radicales sobre la cadena fijándonos en los localizadores. Finalmente, se completa el esqueleto de carbonos con hidrógenos hasta que tengamos completos los cuatro enlaces de cada carbono. Teniendo en cuenta estas reglas generales, la representación de los compuestos del ejercicio será:

a) 2-Metilheptano → De acuerdo con la nomenclatura sistemática, el heptano tiene una cadena continua de siete átomos de carbono y en la posición 2 hay un sustituyente metilo ($-CH_3$):

$$\overset{1}{CH_3}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{2}{CH}}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH_2}-\overset{6}{CH_2}-\overset{7}{CH_3}$$

b) 3,5-Dimetilheptano → De acuerdo con la nomenclatura sistemática, el heptano tiene una cadena continua de siete átomos de carbono, y en las posiciones 3 y 5 hay un sustituyente metilo ($-CH_3$):

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{3}{CH}}-\overset{4}{CH_2}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{5}{CH}}-\overset{6}{CH_2}-\overset{7}{CH_3}$$

c) 5-Propilnonano → La cadena continua más larga contiene nueve átomos de carbono, nonano, y en la posición 5 tiene un sustituyente propilo ($-CH_2-CH_2-CH_3$):

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH_2}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\underset{\underset{CH_2-CH_2-CH_3}{|}}{\overset{5}{CH}}-\overset{6}{CH_2}-\overset{7}{CH_2}-\overset{8}{CH_2}-\overset{9}{CH_3}$$

d) Isobutano → 2-Metilpropano

La nomenclatura de la IUPAC admite algunos nombres tradicionales de compuestos, como el «isobutano» o su radical «isobutilo»:

$$CH_3-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-CH_3$$

16 Identificar y nombrar el producto final **C** en cada una de las siguientes secuencias de reacciones:

a) $CH_3-CH_2-CH_2OH \xrightarrow[H_2SO_4]{-H_2O} A \xrightarrow{Br_2} B \xrightarrow[\text{alcohol}]{KOH} C$

b) $CH_3-CHOH-CH_3 \xrightarrow{-H_2O} A \xrightarrow{HBr} B \xrightarrow{Na} C$

c) $CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{Br_2} B \xrightarrow[\text{alcohol}]{KOH} B \xrightarrow{Br_2} C$

d) $CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{HI} A \xrightarrow[\text{éter}]{Mg} B \xrightarrow{H_2O} C$

Solución

a) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \xrightarrow[H_2SO_4]{-H_2O} CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{Br_2} CH_3{-}CHBr{-}CH_2Br \xrightarrow[\text{alcohol}]{KOH}$

$CH{\equiv}C{-}CH_3$

(C:Propino)

b) $CH_3{-}CHOH{-}CH_3 \xrightarrow{H_2O} CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{HBr} CH_3{-}CHBr{-}CH_3 \xrightarrow{Na}$

$$\overset{1}{CH_3}{-}\underset{CH_3}{\overset{2}{CH}}{-}\underset{CH_3}{\overset{3}{CH}}{-}\overset{4}{CH_3}$$

(C:2,3-Dimetilbutano)

c) $CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{Br_2} \underset{Br}{CH_2}{-}\underset{Br}{CH_2} \xrightarrow[\text{alcohol}]{KOH} HC{\equiv}CH \xrightarrow{Br_2} Br{-}\underset{Br}{CH}{-}\underset{Br}{CH}{-}Br$

(C:1,1,2,2-Tetrabromoetano)

d) $CH_3{-}CH{=}CH_2 \xrightarrow{HI} CH_3{-}CHI{-}CH_3 \xrightarrow[\text{éter}]{Mg} CH_3{-}CH(MgI){-}CH_3 \xrightarrow{H_2O}$

$CH_3{-}CH_2{-}CH_3$

(C:Propano)

17 Formular los siguientes compuestos: *a)* 2,2-Dimetilpropano o neopentano; *b)* radical 2-metilbutilo; *c)* radical isopentilo; *d)* radical 4,4-dimetil-2-propilhexilo.

Solución

Si nos dan el nombre de un compuesto orgánico y tenemos que representar su fórmula, en primer lugar debemos dibujar la cadena más larga de carbonos. Después se van situando los radicales sobre la cadena fijándonos en los localizadores. Finalmente, se completa el esqueleto de carbonos con hidrógenos hasta que tengamos completos los cuatro enlaces de cada carbono. Teniendo en cuenta estas reglas generales, la representación de los compuestos del ejercicio será:

a) 2,2-Dimetil propano (neopentano) → La nomenclatura de la IUPAC admite algunos nombres tradicionales de compuestos, como el «neopentano».

$$CH_3{-}\underset{CH_3}{\overset{CH_3}{C}}{-}CH_3$$

b) Radical 2-metilbutilo → Los radicales alquilo son los grupos que proceden de eliminar un átomo de hidrógeno de los hidrocarburos saturados. Estos se nombran cambiando la terminación del hidrocarburo del que proceden (***–ano***), por la terminación ***–ilo*** o ***–il***.

$$
\begin{array}{l}
-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3
\end{array}
$$

c) Radical isopentilo → Igual que el apartado (a y b).

$$
CH_3-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-
$$

d) Radical 4,4-dimetil-2-propilhexilo → La cadena comienza a numerarse a partir del carbono unido a la cadena principal. Así, la continua más larga contiene seis átomos de carbono, hexilo (terminación para indicar que es un radical), y en la posición 4 hay dos metilos sustituyentes, y en la 2 un sustituyente propilo ($-CH_2-CH_2-CH_3$):

$$
\overset{1}{-CH_2}-\overset{\displaystyle CH_3-CH_2-CH_2}{\overset{|}{\underset{2}{CH}}}-\overset{3}{CH_2}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{4}{C}}}}}-\overset{5}{CH_2}-\overset{6}{CH_3}
$$

18 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_2{=}CH-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

b) $CH_3-CH{=}CH-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}{=}CH-\underset{\displaystyle CH{=}CH_2}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH_2-CH{=}C{=}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-CH_2-CH_3$

d) $CH_3-CH{=}CH-CH_2-C{\equiv}CH$

Solución

Para solucionar este ejercicio tenemos que recordar que en los Alquenos y Alquinos se debe escoger como cadena principal la más larga que contenga el doble o triple enlace. Si tenemos ramificaciones, se toma como cadena principal la que contenga el mayor número de insaturaciones, aunque sea más corta que las otras. Se comienza a numerar por el extremo más cercano al doble o triple enlace, y se nombra el hidrocarburo especificando el primer carbono que con-

tiene ese doble o triple enlace. Cuando hay más de un doble enlace se emplean las terminaciones «dieno, trieno», etc, e igualmente en los alquinos con su terminación correspondiente, «diino, etc». Las demás reglas son las generales de nomenclatura orgánica.

a) **5-Metil-1-hexeno**

$$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH}(CH_3)-\overset{6}{CH_3}$$

b) **5-Metil-3-propil-1,4,6-octatrieno**

Se busca la cadena más larga que contenga todos los dobles enlaces, en este caso ocho carbonos. Se numeran los carbonos comenzando por el extremo que tenga más cerca una insaturación, en nuestro caso un doble enlace en la posición 1. Se marcan los radicales fijándonos en el carbono al que están unidos. Se nombran los localizadores seguidos de los nombres de los radicales por orden alfabético y, por último se nombra la cadena principal con el prefijo correspondiente (tri = 3 dobles enlaces) y la terminación «-eno» → 5-metil-3-propil-1,4,6-octatrieno

$$\overset{8}{CH_3}-\overset{7}{CH}=\overset{6}{CH}-\overset{5}{C}(CH_3)=\overset{4}{CH}-\overset{3}{CH}(\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2})-CH_2-CH_2-CH_3$$

c) **3-Metil-3,4-heptadieno**

$$\overset{7}{CH_3}-\overset{6}{CH_2}-\overset{5}{CH}=\overset{4}{C}=\overset{3}{C}(CH_3)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CH_3}$$

d) **1-Hexen-1-ino** → $\overset{6}{CH_3}-\overset{5}{CH}=\overset{4}{CH}-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{C}\equiv\overset{1}{CH}$

19 Nombrar los siguientes compuestos:

a) CH_3OH

b) $CH_3–O–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_3$

c) $CH_2OH–CH_2OH$

d) $OHC–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CHO$

Solución

Para solucionar este ejercicio debemos recordar que las *cetonas* se pueden nombrar de dos formas: anteponiendo la palabra «cetona» al nombre de los radicales unidos al grupo carbonilo o, más habitualmente, se nombran como derivado del hidrocarburo por sustitución de un $–CH_2$ por un CO, con la terminación «-ona» e indicando con un número localizador, el más bajo posible y prioritario ante dobles y triples enlaces, la posición del grupo CO. Cuando la función cetona no es la función principal se nombra como «oxo», indicando el número localizador correspondiente. Cuando se trata de un *aldehído*, su nombre proviene del hidrocarburo del que procede, pero con la terminación «-al» y cuando no es la función principal se nombra con el prefijo «formil». La función *éter*, se nombra

como «éter u oxi» y la función alcohol se nombra igual que el hidrocarburo del que procede, pero con la terminación «-ol»

a) CH_3OH → **Metanol**

b) $CH_3–O–CH_2–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_3$ → **2,5,8-Trioxidecano**

c) $CH_2OH–CH_2OH$ → **1,2-Etanodiol** o Etilenglicol

d) $OHC–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CHO$ → **Hexanodial**

20 Representar las estructuras de los siguientes compuestos: *a)* 4-Etil-3,4-dimetil-5-isopropil-7-propilundecano; *b)* 6,6,9-Tris(1,1,2-trimetilbutil)pentadecano; *c)* 1,2-Dipropilciclobutano; *d)* 2-Ciclohexil-5-ciclopropil-3,3-dimetilheptano.

Solución

a) 4-Etil-3,4-dimetil-5-isopropil-7-propilundecano → La cadena continua más larga es la del 7-propilundecano, que contiene once átomos de carbono. Después tenemos los sustituyentes en las posiciones 3 y 4 con grupos metilo, en la 4 etil, 5 isopropil y 7 propil, por lo que su representación y numeración sería:

```
                                        CH3
                                        |
                      CH3               CH2
                      |                 |
                      CH2               CH2
 1      2      3     4|    5      6    7|     8      9
CH3 — CH2 — CH — C — CH — CH2 — CH — CH2 — CH2
             |     |    |                          |
             CH3   CH3  CH — CH3               10 CH2
                        |                          |
                        CH3                    11 CH3
```

b) 6,6,9-Tri(1,1,2-trimetilbutil)pentadecano → La cadena continua más larga es la de pentadecano, es decir, que contiene quince átomos de carbono. En las posiciones 6,6, y 9 hay tres sustituyentes butilo (radical termina en «-il»), que como se repite tres veces se antepone el prefijo «tri», y estos tres radicales a su vez tienen sustituyentes en las posiciones 1,1 y 2 con tres grupos metilo, por lo que su representación será:

```
                                      CH3                  CH3
                                      |                    |
                                      CH2                  CH2
                                      |                    |
                                      CH — CH3             CH — CH3
                                      |                    |
                               CH3 — C — CH3        CH3 — C — CH3
 1      2      3      4      5     6 |     7      8      9 |     10     11
CH3 — CH2 — CH2 — CH2 — CH2 — C — CH2 — CH2 — CH — CH2 — CH2
                                      |                                   |
                             CH3 — 1 C — CH3                        12 CH2
                                      |                                   |
                                   2 CH — CH3                        13 CH2
                                      |                                   |
                                   3 CH2                              14 CH2
                                      |                                   |
                                   4 CH3                              15 CH3
```

c) 1,2-Dipropilciclobutano

$CH_2-CH_2-CH_3$

$CH_2-CH_2-CH_3$

d) 2-Ciclohexil-5-ciclopropil-3,3-dimetilheptano

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH}(C_6H_{11})-\overset{3}{C}(CH_3)_2-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH}(C_3H_5)-\overset{6}{CH_2}-\overset{7}{CH_3}$$

21 Indicar el tipo de isomería que existe entre las parejas de compuestos siguientes: *a)* $CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3$ y $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$; *b)* $CH_3–CH_2–CH_2OH$ y $CH_3–CH_2–O–CH_3$; *c)* $CH_3–CO–CH_2–CH(CH_3)–CH_3$ y $CH_3–CO–CH(CH_3)–CH_2–CH_3$. Razone su respuesta.

Solución

a) $CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3$ y $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$ → **Isomería de posición**. Esta isomería es aquella en la que los isómeros se diferencian en la posición que ocupa el grupo funcional. En nuestro caso, en el primer isómero el grupo carbonilo (–C=O) está en el carbono 2, mientras que en el segundo isómero este mismo grupo se encuentra en el carbono 3.

b) $CH_3–CH_2–CH_2OH$ y $CH_3–CH_2–O–CH_3$ → **Isomería de función**. Los isómeros se diferencian en el grupo funcional que presentan. En nuestro caso, en el primer isómero el grupo funcional es un grupo hidroxilo (–OH), por lo que es un alcohol, mientras que en el segundo isómero el grupo funcional es un grupo oxi (–O–), por lo que se trata de un éter.

c) $CH_3–CO–CH_2–CH(CH_3)–CH_3$ y $CH_3–CO–CH(CH_3)–CH_2–CH_3$ → **Isomería de cadena**. Esta isomería es la que los isómeros se diferencian en la disposición de los átomos de carbono en la cadena carbonada. En nuestro caso, en el primer isómero la ramificación está en el carbono 4, mientras que en el segundo isómero esta misma ramificación se encuentra en el carbono 3.

22 Explicar uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y represente los correspondientes isómeros: *a)* $CH_3–CH=CH_2$; *b)* $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$; *c)* $CH_3–CH_2OH$.

Solución

a) $CH_3–CH=CH_2$ → **Isomería de cadena**: 

b) $CH_3–CH_2–CO–CH_2–CH_3$ → **Isomería de posición**: $CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3$

c) $CH_3–CH_2OH$ → **Isomería de función**: $CH_3–O–CH_3$

23 De los siguientes compuestos: *a)* CH_3–CH_2–CH_2–CH_3; *b)* CH_2–Cl–CH_2–Cl; *c)* NH_2–CH_2–CH=CH_2–NH_2. ¿Cuáles presentan isomería *cis-trans*?

Solución

Sólo presenta isómera *cis-trans* el compuesto c) NH_2–CH_2–CH=CH–CH_2–NH_2

$$\underset{\text{H}}{\overset{\text{NH}_2-\text{H}_2\text{C}}{}}\text{C}=\text{C}\underset{\text{H}}{\overset{\text{CH}_2-\text{NH}_2}{}} \qquad \underset{\text{H}}{\overset{\text{NH}_2-\text{H}_2\text{C}}{}}\text{C}=\text{C}\underset{\text{CH}_2-\text{NH}_2}{\overset{\text{H}}{}}$$

Cis-1,4-diamino-2-buteno — *Trans*-1,4-diamino-2-buteno

24 Escribir todos los isómeros posibles del 2-clorobutano, C_4H_9Cl, e indicar de qué tipo son:

Solución

Los isómeros del 2-clorobutano pueden ser:

— **Isómeros estructurales:**
2-Cloro-2-metilpropano → CH_3–C(CH_3)Cl–CH_3
1-Cloro-2-metilpropano → CH_3–CH(CH_3)–CH_2Cl

— **Isómeros ópticos:**
Los compuestos que presentan un carbono asimétrico son quirales (no tienen ningún plano de simetría) y presentan isomería óptica (enantiomería), como el 2-clorobutano, CH_3–CHCl–CH_2–CH_3, que tiene dos isómeros ópticos que son imágenes especulares entre sí:

CH_2CH_3 / Cl / C / H / H_3C ‖ CH_2CH_3 / H / C / Cl / CH_3

2-Clorobutano

25 Indicar el tipo de isomería que existe entre las parejas de compuestos siguientes: *a)* CH_3–CH(CH_3)–CH(CH_3)–CH_3 y CH_3–CO(CH_3)$_2$–CH_2–CH_3; *b)* CH_3–CH_2–CH_2Br y CH_3–CHBr–CH_3 ; *c)* CH_3–O-CH_2–CH_3 y CH_3–CH_2–CH_2OH.

Solución

a) CH_3–CH(CH_3)–CH(CH_3)–CH_3 y CH_3–C(CH_3)$_2$–CH_2–CH_3. **Isomería de cadena**. Los isómeros se diferencian en la disposición de los átomos de carbono en la cadena carbonada. En el primer isómero las ramificaciones están en los carbonos 2 y 3, mientras que en el segundo isómero esta misma ramificación se encuentra en el carbono 2.

b) CH_3–CH_2–CH_2Br y CH_3–CHBr–CH_3 → **Isomería de posición**. Los isómeros se diferencian en la posición que ocupa el grupo funcional. En el primer isómero el Br (halógeno) está en el carbono 1, mientras que en el segundo isómero este mismo grupo se encuentra en el carbono 2.

c) CH_3–O–CH_2–CH_3 y CH_3–CH_2–CH_2OH → **Isomería de función**. Los isómeros se diferencian en el grupo funcional que presentan. En nuestro caso, en el primer isómero el grupo funcional es un grupo oxi (–O–), por lo que se trata de un éter, mientras que en el segundo isómero el grupo funcional es un grupo hidroxilo (–OH), por lo que es un alcohol.

26 En los siguientes compuestos: *a)* ClCH=CHCl, *b)* Cl_2C=CHCl; *c)*

Indicar si presentan isomería geométrica y, en caso afirmativo, desarrollar las moléculas en el plano y nombrar cada isómero.

Solución

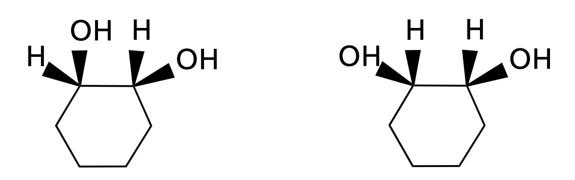
La isomería geométrica *cis-trans* es una isomería espacial debido a la existencia de enlaces carbono-carbono que no pueden girar, lo que ocurre, por ejemplo, en los dobles enlaces y en los compuestos cíclicos. Según esto tenemos que:

a) ClCH=CHCl → **Presenta isomería geométrica *cis-trans*** porque tiene un doble enlace y cada uno de los átomos de carbono del doble enlace está unido a dos sustituyentes distintos.

cis-1,2-dicloroetano *trans*-1,2-dicloroetano

b) Cl_2C=CHCl → **No presenta isomería geométrica *cis-trans*** porque aunque tiene un doble enlace, uno de los átomos de carbono del doble enlace está unido a dos sustituyentes iguales, dos átomos de cloro.

c) Ciclohexano-1,2-diol → **Presenta isomería geométrica *cis-trans*** porque tiene un enlace simple, pero en un ciclo, lo que impide el giro:



Cis-ciclohexano-1,2-diol *Trans*-ciclohexano-1,2-diol

27 ¿Cuántos carbonos asimétricos posee el ácido tetrahidroxihexanodioico, $C_6H_{10}O_8$?

Solución

La fórmula semidesarrollada del ácido tetrahidroxihexanodioico, $C_6H_{10}O_8$ es:

HOOC–CHOH–CHOH–CHOH–CHOH–COOH

Tiene cuatro carbonos asimétricos que se encuentran señalados con un asterisco:

HOOC–C*HOH–C*HOH–C*HOH–C*HOH–COOH

28 De los compuestos siguientes: *a)* CH_3–CHBr–CH_2Br; *b)* CH_2Br–CH=CH–CH_2Br; *c)* HOOC–CH=CH–COOH, ¿cuáles presentan isomería *cis-trans*? En caso afirmativo, representar sus isómeros y razonar la respuesta.

Solución

La isomería *cis-trans* es una isomería geométrica espacial debida a la existencia de enlaces carbono-carbono que no puedan girar, como por ejemplo, en los dobles enlaces. Según lo cual podemos afirmar que:

a) CH_3-CHBr-CH_2Br → **No presenta isomería *cis-trans*** al no contener dobles enlaces en su esqueleto carbonado.

b) CH_2Br–CH=CH–CH_2Br → **Presenta isomería *cis-trans*** pues tiene un doble enlace y cada uno de los átomos de carbono en dicho doble enlace está unido a dos sustituyentes diferentes.

H		H		BrH₂C		H
	C = C				C = C	
BrH₂C		CH₂Br		H		CH₂Br

Cis-1,4-dibromobut-2-eno   *Trans*-1,4-dibromobut-2-eno

c) HOOC–CH=CH–COOH → **Presenta isomería *cis-trans***, pues tiene un doble enlace y cada uno de los átomos de carbono en dicho doble enlace está unido a dos sustituyentes diferentes.

H		H		HOOC		H
	C = C				C = C	
HOOC		COOH		H		COOH

Ácido *cis*-2-butenodioico   Ácido *trans*-2-butenodioico

29 ¿Qué hidrocarburo presenta más isómeros, C_4H_8 ó C_4H_{10}. Justifique su respuesta y escriba los isómeros posibles de cada uno de ellos.

Solución

a) La molécula que tiene mayor número de isómeros es C_4H_8, porque, además de los isómeros de cadena, con posibilidad de cadenas cerradas, tiene también isómeros de posición debido a que posee un doble enlace y, por la misma razón, isómeros geométricos *cis-trans*.

La molécula C_4H_{10} sólo puede tener isómeros de cadena abierta.

b) **Los isómeros C_4H_{10}** son:

CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 → Butano

CH_3–CH(CH_3)–CH_3 → 2-Metilpropano

Los isómeros C_4H_8 son:

Isómeros estructurales:

$CH_2{=}CH–CH_2–CH_3$ → But-1-eno

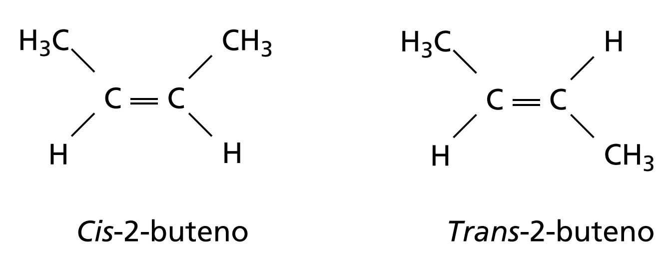
$CH_2{=}C(CH_3)_2$ → Metilpropeno

$CH_3–CH{=}CH–CH_3$ → But-2-eno



Metilciclopropano Ciclobutano

Isómeros geométricos:



Cis-2-buteno *Trans*-2-buteno

30 De las siguientes parejas de compuestos, indicar cuáles son isómeros y el tipo de isomería que presentan: a) CH_3-$CH(CH_3)$-CH_2-CH_3 y CH_3-$C(CH_3)_2$-CH_3; b) CH_3-CH_2-CHO y CH_3-CH_2-CH_2OH;

c)

NO_2 NO_2

d)

H H CH_3CH_2 H

C = C C = C

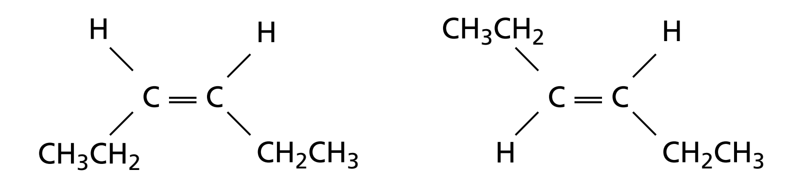
CH_3CH_2 CH_2CH_3 H CH_2CH_3

Solución

Son isómeros las parejas de compuestos (a) y (d):

a) $CH_3–CH(CH_3)–CH_2–CH_3$ y $CH_3–C(CH_3)_2–CH_3$. Porque tienen la misma fórmula molecular, C_5H_{12}. En este caso son **isómeros estructurales de cadena**.

d) Porque tienen la misma fórmula molecular: C_6H_{12}. En esta segunda pareja de compuestos son **isómeros geométricos del tipo *cis-trans*:**



Las otras dos parejas de compuestos no son isómeros. En el caso de la pareja *b)* no lo son porque la fórmula molecular de cada uno de los compuestos es distinta: $CH_3–CH_2–CHO$: C_3H_6O y $CH_3–CH_2–CH_2OH$:C_3H_8O; y la pareja de compuestos *c)* tampoco lo son porque son la misma molécula pero girada.

31 Razonar, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Las estructuras de dos isómeros ópticos no son superponibles;

b) Para que exista isomería óptica es necesario que el compuesto posea un átomo de carbono asimétrico;

c) Todos los isómeros ópticos de un determinado compuesto poseen las mismas propiedades químicas.

Solución

a) **Verdadera.** Las estructuras correspondientes a dos isómeros ópticos no son superponibles, sino que cada una de ellas es imagen especular de la otra.

b) **No es del todo cierta**. En la mayoría de los compuestos orgánicos es cierta esta afirmación, sin embargo, se conocen algunos casos de isomería óptica en compuestos que no tienen ningún átomo de carbono asimétrico, como los alenos (derivados del propadieno), algunos compuestos cíclicos y en los bifenilos sustituidos

c) **Verdadera.** Los isómeros ópticos poseen, en general, las mismas propiedades químicas y físicas, debido a que tanto los ángulos de enlace como las distancias interatómicas son iguales, diferenciándose únicamente en que desvían el plano de polarización de la luz polarizada en sentidos opuestos.

32 Representar: *a)* todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{14} que tengan actividad óptica; *b)* todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{12} que presenten isomería *cis-trans*; *c)* todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{12} que presenten isomería *cis-trans* y óptica.

Solución

a) Todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{14} que tengan actividad óptica $\rightarrow$ **Ninguno** de los 5 hexanos posibles de fórmula C_6H_{14} posee isomería óptica.

b) Todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{12} que presenten isomería *cis-trans* $\rightarrow$ Poseen isomería *cis-trans* los compuestos: **2-hexeno; 3-hexeno y 3-metil-2-penteno.**

H H
C = C
$CH_3-CH_2-CH_2$ CH_3

Cis-2-hexeno

H CH_3
C = C
$CH_3-CH_2-CH_2$ H

Trans-2-hexeno

H H
C=C
CH_3CH_2 CH_2CH_3

Cis-3-hexeno

CH_3CH_2 H
C=C
H CH_2CH_3

Trans-3-hexeno

CH_3 CH_3
C=C
CH_3-CH_2 H

Cis-2-metil-2-penteno

CH_3 H
C=C
CH_3-CH_2 CH_3

Trans-2-metil-2-penteno

c) Todos los compuestos correspondientes a la fórmula molecular C_6H_{12} que presenten isomería *cis-trans* y óptica → **Ninguno**

33 *a)* Escribir y nombrar cuatro isómeros estructurales de la molécula $C_6H_6Br_2$. *b)* Representar y nombrar los isómeros de posición del compuesto $C_6H_4Br_2$.

Solución

a) **Isómeros estructurales** de la molécula $C_6H_6Br_2$

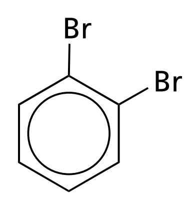
CH_2=CH–CH=CH-CBr=CHBr → 1,2-Dibromohexa-1,3,5-trieno

CH_2=CH–CH=CH-CH=CBr_2 → 1,1-Dibromohexa-1,3,5-trieno

CH_2=CH–CH=CBr–CBr=CH_2 → 2,3-Dibromohexa-1,3,5-trieno

CHBr=CH–CH=CH–CH=CHBr → 1,6-Dibromohexa-1,3,5-trieno

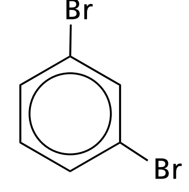
b) **Isomeros de posición** de la molécula $C_6H_4Br_2$. Los derivados dibromados del benceno son:



o-dibromobenceno

Br
Br

m-dibromobenceno



p-dibromobenceno

34 ¿Cuáles de los compuestos siguientes presentan isomería óptica? En caso afirmativo represente y nombre sus moléculas: *a)* CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH=CH_2; *b)* CH_3–CH_2–CH_2–CH=CH–CH_3; *c)* CH_3–CH=CH–COOH; *d)* Cl_2C–CH=CH_2; *e)* ClBrC=CH_2; *f)* BrCH=CHI; *g)* Cl_2C=CHBr; *h)* Cl_2CH–C≡C–CH_3.

Solución

Presentan isomería geométrica, *cis-trans*, los compuestos (b), (c) y (f):

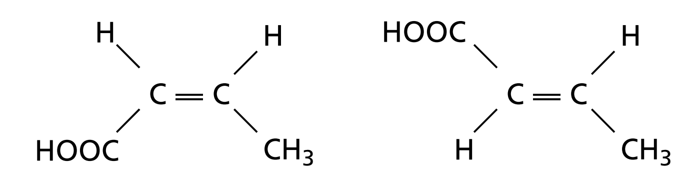
b) CH_3–CH_2–CH_2–CH=CH–CH_3 → 2-Hexeno

H H
C = C
CH_3-CH_2-CH_2 CH_3

H CH_3
C = C
CH_3-CH_2-CH_2 H

Cis-2-hexeno *Trans*-2-hexeno

c) CH_3–CH=CH–COOH → Ácido 2-butenoico



Ácido *cis*-2-butenoico Ácido *trans*-2-butenoico

f) BrCH=CHI → 1-bromo-2-yodoeteno



Cis-1-bromo-2-yodoeteno *Trans*-1-bromo-2-yodoeteno

35 Si tenemos las fórmulas siguientes: *a)* C_3H_6O; *b)* $C_3H_6O_2$ y *c)* C_3H_8O. Escribir y nombrar todas las estructuras semidesarrolladas que respondan a cada una de estas moléculas monofuncionales, indicando a la familia que pertenecen.

Solución

a) C_3H_6O → Como según su fórmula sólo tiene un átomo de oxígeno, esta molécula podría ser un alcohol, un éter, una cetona o un aldehído. Pero como el número de átomos de hidrógeno se corresponde con la existencia de un enlace doble, la estructura sólo puede ser un grupo carbonilo que tiene doble enlace, es decir, aldehído (–CHO) o cetona (–C=O). Las dos fórmulas posibles de isómeros de función son:

CH_3–CO–CH_3 Dimetilcetona **(Cetona)** ó CH_3–CH_2–COH Propanal **(Aldehído)**

b) $C_3H_6O_2$ → En este caso tenemos dos átomos de oxígeno en la molécula, pero como es un compuesto monofuncional, sólo puede ser un ácido carboxílico (–COOH) ó un éster (–COO–). Las fórmulas posibles de isómeros de función serían:

CH_3–CH_2–COOH Ácido propanoico **(Ácido)** ó
CH_3–COO–CH_3 Acetato de metilo **(Éster)**

c) C_3H_8O → En este último caso, hay un solo átomo de oxígeno, pero a diferencia de la molécula a), aquí el número de átomos de hidrógeno se corresponde con enlaces sencillos, por lo que se puede tratar de un grupo alcohol (–OH) o un éter (–O–). Las posibles fórmulas de los isómeros de función serían:

CH_3–CHOH–CH_3 2-Propanol **(Alcohol)** ó CH_3–CH_2–CHOH 1-Propanol **(Alcohol)** ó
CH_3–O–CH_2–CH_3 Etil metil éter **(Éter)**

Autoevaluación

1 Identificar cuáles de los siguientes compuestos son orgánicos: *a)* $CH_3–COOH$; $CaCO_3$; $CH_3–CN$; KCN; NH_4Cl; $CH_3–NH–CH_2–CH_3$; $Cl-CH_2-CH_3$.

Solución

Son compuestos orgánicos:

$CH_3–COOH$; $CH_3–CN$; $CH_3–NH–CH_2–CH_3$; $Cl–CH_2–CH_3$

2 Indicar el tipo de carbono, primario (a), secundario (b), terciario (c) o cuaternario (d), que hay en el siguiente compuestos orgánico:

$CH_3–C(CH_3)(CH_2CH_3)–CH(CH_3)–CH_2–C(CH_3)_2–CH_2–$ $CH(CH_3)–CH_3$

Solución

```
          (1)CH3             (1)CH3      (1)CH3
             |                  |           |
(1)    (4)   |  (3)    (2)  (4) |   (2)  (3)|     (1)
CH3 ——— C ——— CH ——— CH2 ——— C ——— CH2 ——— CH ——— CH3
         |     |                |
    (2)  | (1) |            (1) |
         CH2   CH3              CH3
         |
     (1) |
         CH3
```

1 → Carbono primario **2** → Carbono secundario

3 → Carbono terciario **4** → Carbono cuaternario

3 La fórmula química de la glicina es: $NH_2–CH_2–COOH$. Indicar los grupos funcionales que se encuentran en este compuesto.

Solución

Los grupos funcionales del compuesto: $NH_2–CH_2–COOH$ son **ácido carboxílico** (–COOH) y **amino** ($–NH_2$).

4 En las siguientes parejas de compuestos, indicar cuáles están formadas por compuestos pertenecientes a la misma función química e indicar su nombre: *a)* $CH_3–CH_2–CH_2–CHO$ y $CH_3–CO–CH_3$; *b)* $CH≡C–CH_2–CH_2–CH_3$ y $CH_3–C≡C–CH_3$; *c)* $C_6H_5–OH$ y $C_6H_5–CH_2OH$; *d)* $CH_3–CH_2–COOH$ y $CH_3–COO–CH_3$; *e)* $CH_3–CH_2–NH_2$ y $CH_3–NH–CH_3$.

Solución

Pertenecen a la misma función química las parejas de compuestos siguientes:

b) $CH≡C–CH_2–CH_2–CH_3$ y $CH_3–C≡C–CH_3$ → **Hidrocarburos acetilénicos (Alquinos)**: –C≡C–.

e) $CH_3–CH_2–NH_2$ y $CH_3–NH–CH_3$ → **Aminas**: $–NH_2$.

El resto de las parejas de compuestos pertenecen a distintas funciones químicas

5 Dados los siguientes compuestos, identificar el grupo funcional en cada caso e indicar si alguno de ellos posee átomos de carbono asimétricos:

a) $CH_3–COO–CH_2–CH_3$; *b)* $CH_3–CO–NH_2$; *c)* $CH_3–CHOH–CH_3$; *d)* $CH_3–CHOH–COOH$.

Solución

a) CH_3-COO-CH_2-CH_3 → **Éster**

b) CH_3-CO-NH_2 → **Amida**

c) CH_3-CHOH-CH_3 → **Alcohol**

d) CH_3-CHOH-COOH → **Ácido y alcohol**

El compuesto **d) CH_3–CHOH–COOH contiene el carbono central asímétrico**.

6 1) Escribir y nombrar el grupo funcional de los siguientes compuestos: *a)* CH_3–COO–CH_2–CH_3; *b)* CH_3–CH_2–NH_2; *c)* CH_3–CH_2–CHOH–CH_2–CH_3. 2) Indicar si alguno de ellos presenta átomos de carbono asimétricos y, en caso afirmativo, representar y nombrar los isómeros ópticos.

Solución

1) Grupo funcional

a) CH_3–COO–CH_2–CH_3 → Es un **éster**: grupo funcional **alcoxicarbonilo** (–COO–).

b) CH_3–CH_2–NH_2 → Es una **amina**: grupo funcional **amino** (–NH_2).

c) CH_3–CH_2–CHOH–CH_2–CH_3 → Es un **alcohol**: grupo funcional **hidroxilo** (–OH).

2) Ninguno de los compuestos dados presenta carbonos asimétricos.

7 Escribir los isómeros de función del compuesto de fórmula $C_5H_{10}O$ y escribir a qué función química pertenecen.

Solución

Compuesto de fórmula $C_5H_{10}O$:

Isómeros de función:

CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COH → Aldehído: **Pentanal.**

CH_3–CH_2–CH_2–CO–CH_3 → Cetona: **Pentan-2-ona.**

8 Indicar, razonadamente, si se produce una reacción homolítica o heterolítica en las siguientes reacciones:

a) CH_3–CH=CH_2 + Br_2 → CH_3–CHBr–CH_2Br

b) CH_4 + Cl_2 → CH_3Cl + HCl

Solución

a) CH_3–CH=CH_2 + Br_2 → CH_3–CHBr–CH_2Br **Reacción heterolítica.**

b) CH_4 + Cl_2 → CH_3Cl + HCl **Reacción homolítica.**

9 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) CH_2=CH_2 + H_2 →

b) C_6H_6 (benceno) + Cl_2 →

c) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3{-}CH_3$ **Reacción de adición.**

b) C_6H_6 (benceno) + $Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$ **Reacción de sustitución.**

c) $2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$ **Reacción de combustión.**

10 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_2{=}CH{-}CH_3 + HCl \rightarrow$

b) $CH_3{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow$

c) $CH{\equiv}CH + 2\ H_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_2{=}CH{-}CH_3 + HCl \rightarrow CH_3{-}CHCl{-}CH_3$ **Reacción de adición.**

b) $CH_3{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_2{-}Cl{-}CH_3 + HCl$ **Reacción de sustitución.**

c) $CH{\equiv}CH + 2\ H_2 \rightarrow CH_3{-}CH_3$ **Reacción de adición.**

11 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_3{-}CH_2Br + KOH \rightarrow$

b) $CH_3{-}CH_2OH \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}}$

c) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_3{-}CH_2Br + KOH \rightarrow CH_2{=}CH_2 + KBr + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

b) $CH_3{-}CH_2OH \xrightarrow{\text{ácido sulfúrico}} CH_2{=}CH_2 + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

c) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3{-}Cl$ **Reacción de sustitución.**

12 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow$

b) $3\ CH_3{-}COOH + 2\ MnO_4^- + OH^- \rightarrow$

c) $C_6H_6 + O_2 \rightarrow$

d) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \rightarrow$

Solución

a) $CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3{-}CH_2OH$ **Reacción de adición.**

b) $3\ CH_3{-}COOH + 2\ MnO_4^- + OH^- \rightarrow 3\ CH_3{-}COO^- + 2\ MnO_2 + 2\ H_2O$ **Reacción oxidación-reducción.**

c) $2\ C_6H_6 + 15/\ O_2 \rightarrow 12\ CO_2 + 6\ H_2O$ **Reacción de combustión.**

d) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \rightarrow CH_3{-}CH{=}CH_2 + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

13 Completar las siguientes reacciones químicas, indicando de qué tipo son:

a) $CH_3–CH=CH–CH_3 + KMnO_4 \rightarrow$

b) $CH \equiv CH + RCOOH \rightarrow$

c) $CH_3–CH_2Br + KOH \rightarrow$

d) $CH_3–CHO + HCN \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH=CH–CH_3 + KMnO_4 \rightarrow 2\ CH_3–COOH$ **Reacción de oxidación-reducción.**

b) $CH \equiv CH + H_2O \rightarrow CH_2=CH–OH$ **Reacción de adición.**

c) $CH_3–CH_2Br + KOH \rightarrow CH_2=CH_2 + KBr + H_2O$ **Reacción de eliminación.**

d) $CH_3–CHO + HCN \rightarrow CH_3–CHOH–CN$ **Reacción de adición.**

14 Existen tres compuestos distintos que responden a la fórmula molecular, $C_2H_2Cl_2$. Escribir la fórmula de cada uno de ellos. ¿Qué clase de isomería presentan?

Solución

Responden a la fórmula molecular $C_2H_2Cl_2$ los siguientes compuestos:

1) 1, 2-Dicloroeteno $\rightarrow$ Cl—CH═CH—Cl

2) 1, 1-Dicloroeteno $\rightarrow$ CH_2═C(—Cl)—Cl

Ambos son isómeros de posición. A su vez, el compuesto (1) posee isomería geométrica:

(H)(Cl)C═C(H)(Cl) — *cis*-1,2-dicloreteno

(Cl)(H)C═C(H)(Cl) — *trans*-1,2-dicloroeteno

15 Formular los siguientes compuestos: *a)* Butanodioato de dietilo; *b)* Ácido 4-hexenoico; *c)* Acetato de sodio; *d)* Pentanodioato de etilo y metilo.

Solución

a) Butanodioato de dietilo $\rightarrow CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_2–COO–CH_2–CH_3$

b) Ácido 4-hexenoico $\rightarrow CH_3–CH=CH–CH_2–CH_2–COOH$

c) Acetato de sodio $\rightarrow CH_3–COONa$

d) Pentanodioato de etilo y metilo $\rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_2–CH_2–COO–CH_2–CH_3$

16 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3–COO–CH_3$

b) $C_6H_5–COOH$

c) $HO–CH_2–CHO$

d) $CH_3–CO–CH_3$

Solución

a) $CH_3–COO–CH_3$ → **Etanoato de metilo.**

b) $C_6H_5–COOH$ → **Ácido benzoico.**

c) $HOCH_2–CHO$ → **Hidroxietanal.**

d) $CH_3–CO–CH_3$ → **Propanona.**

17 Formular los siguientes compuestos: *a)* Clorometano; *b)* 1,2-Dibromoetano; *c)* 2-Butino; *d)* 1,2-Dimetilbenceno.

Solución

a) Clorometano → $CH_3–Cl$

b) 1,2-Dibromoetano → $CHBr{=}CHBr$

c) 2-Butino → $CH_3–HC{\equiv}C–CH_3$

d) 1,2-Dimetilbenceno →

CH_3 CH_3

18 Nombrar los siguientes compuestos:

a) CH_3 $CH_2—CH_3$

b) Br

c) $CH{=}CH_2$

d) $CH_2—CH_2—CH_3$ F $CH_2—CH_3$

Solución

a) **3-Etil-5-metilciclohexeno.**

b) **5-Bromo-1,3-ciclohexadieno.**

c) **Ciclopentileteno.**

d) **1-Etil-2-flúor-4-propilbenceno.**

19 Explicar uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y representar los correspondientes isómeros: *a)* $CH_3–CH_2–CH_2OH$; *b)* $CH_3–CH_2–CH_2Br$; *c)* $CH_3–CH_2–O–CH_3$.

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2$**OH** → **Isomería de posición**: $CH_3–CH$**OH**$–CH_3$

b) $CH_3–CH_2–CH_2$**Br** → **Isomería de posición**: $CH_3–CH$**Br**$–CH_3$

c) $CH_3–CH_2–$**O**$–CH_3$ → **Isomería de función**: $CH_3–CH_2–CH_2$**OH**

20 ¿Cuáles de los siguientes compuestos presenta un carbono asimétrico?: *a)* $CH_3–CH_2–CHOH–CH_3$; *b)* $CH_3–CHCl–COOH$; *c)* $CH_3–CH_2–O–CH_3$.

Solución

Presentan un carbono asimétrico:

$CH_3–CH_2–C^*HOH–CH_3$ → El segundo carbono por la derecha.

$CH_3–C^*HCl–COOH$ → El carbono central.

21 Escribir cuatro isómeros funcionales del compuesto de fórmula general: C_4H_8O.

Solución

$CH_2=CH–CHOH–CH_3$ → 3-Buten-2-**ol**

$CH_3–CH_2–CH_2–CHO$ → Butan**al**

$CH_3–CH_2–CO–CH_3$ → Butan**ona**

$CH_2=CH–O–CH_2–CH_3$ → Vinil etil **éter**

22 Indicar, razonadamente, cuál de los siguientes compuestos es ópticamente activo: *a)* $CH_3–CH_2–CHCl–CH_2–CH_3$; *b)* $CH_3–CHBr–CHCl–COOH$. Nombrar dichos compuestos.

Solución

a) $CH_3–CH_2–CHCl–CH_2–CH_3$ → 3-Cloropentano: este compuesto no es ópticamente activo porque no tiene ningún carbono asimétrico.

b) $CH_3–CHBr–CHCl–COOH$ → Ácido 3-bromo-2-clorobutanoico: este compuesto es ópticamente activo puesto que posee dos carbonos asimétricos:

$$CH_3–C^*HBr–^*HCl–COOH$$

23 Escribir y nombrar: *a)* dos isómeros de posición de fórmula C_3H_8O; *b)* dos isómeros de función de fórmula C_3H_6O; *c)* dos isómeros de fórmula C_6H_{12}.

Solución

a) Dos isómeros de posición de fórmula C_3H_8O

$CH_3–CH_2–CH_2OH$ → 1-Propanol y $CH_3–CHOH–CH_3$ → 2-Propanol

b) Dos isómeros de función de fórmula C_3H_6O

$CH_3–CH_2–CHO$ → Propanal y $CH_3–CO–CH_3$ → Propanona

c) Dos isómeros de fórmula C_6H_{12}

$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ → 1-Hexeno y
$CH_2{=}CH{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_3$ → 3-Metil-1-penteno

24 Indicar si hay un carbono asimétrico en alguno de los compuestos siguientes: *a)* $CH_3{-}CH_2{-}CO{-}CH_2{-}CH_3$; *b)* $CH_3{-}CHI{-}CH_2{-}CH_3$; *c)* $CH_2Cl{-}CH_2{-}CHBr{-}COOH$; *d)* $CH_3{-}CHBr{-}CH_2{-}CH_3$.

Solución

a) $CH_3{-}CH_2{-}CO{-}CH_2{-}CH_3$ → Dimetilcetona. No tiene carbono asimétrico.

b) $CH_3{-}C^*HI{-}CH_2{-}CH_3$ → 2-Iodobutano: el carbono 2 (asterisco) es asimétrico.

c) $CH_2Cl{-}CH_2{-}C^*HBr{-}COOH$ → Ácido 2-bromo-3-clorobutanoico: el carbono 2 (asterisco) es asimétrico.

d) $CH_3{-}C^*HBr{-}CH_2{-}CH_3$ → 2-Bromobutano: el carbono 2 (asterisco) es asimétrico.

25 Escribir y nombrar cinco compuestos de fórmula molecular C_6H_{14}.

Solución

Los cinco compuestos isómeros de fórmula molecular C_6H_{14} son:

$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ → Hexano

$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_3$ → 2-Metilpentano

$CH_3{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_3$ → 3-Metilpentano

$CH_3{-}CH(CH_3){-}CH(CH_3){-}CH_3$ → 2,4-Dimetilbutano

$CH_3{-}CH_2{-}C(CH_3)_2{-}CH_3$ → 2,2-Dimetilbutano

26 En los compuestos siguientes: *a)* $CH_3{-}CHOH{-}CH_3$; *b)* $CH_3{-}CHF{-}CH_2{-}CH_3$; *c)* $CH_3{-}CH_2{-}CH(CH_2CH_3){-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$. Identificar si hay átomos asimétricos y en el caso de que presenten alguno de ellos isomería óptica, representar sus isómeros.

Solución

De todos los compuestos sólo el carbono 2 de la molécula (b), 2-fluorobutano, $CH_3{-}CHF{-}CH_2{-}CH_3$, tiene un carbono asimétrico. Sus isómeros ópticos son:

27 *a)* Escribir la fórmula semidesarrollada de un hidrocarburo de fórmula molecular, C_7H_{16}, sabiendo que presenta isomería óptica y que posee una sola ramificación en su cadena. *b)* ¿Existe algún átomo de carbono asimétrico en el penteno, C_5H_{10}.

Solución

a) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_3$ 3-Metilhexano

b) No existe ningún átomo de carbono asimétrico en el penteno de fórmula:

$$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$$

28 Indicar si pueden presentar isomería *cis-trans* los compuestos siguientes: *a)* $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_2OH$; *b)* $(CH_3)_2{-}C{=}CH{-}CH_3$; *c)* $(Cl)_2{-}C{=}CHCl$; *d)* $(Cl)(Br){-}C{=}CHCl$.

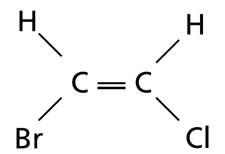
Solución

a) $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_2OH$ → No puede presentar isomería *cis-trans*.

b) $(CH_3)_2{-}C^*{=}CH{-}CH_3$ → No puede presentar isomería *cis-trans.*

c) $(Cl)_2{-}C^*{=}CHCl$ → No puede presentar isomería *cis-trans.*

d) $(Cl)(Br){-}C{=}CHCl$ → Si puede presentar isomería *cis-trans.*



Cis-1-bromo-2-cloroeteno

Br H
C = C
H Cl

Trans-1-bromo-2-cloroeteno

29 Indicar si las parejas de compuestos siguientes presentan isomería de posición o de cadena: *a)* $CH_3{-}(CH_2)_7{-}CH_2{-}CH_2OH$ y $CH_3{-}(CH_2)_7{-}CHOH{-}CH_3$;
b) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ y $CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_3$;
c) $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ y $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$.

Solución

a) $CH_3{-}(CH_2)_7{-}CH_2{-}CH_2OH$ y $CH_3{-}(CH_2)_7{-}CHOH{-}CH_3$ → **Isomería de posición.**

b) $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ y $CH_3{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH_3$ → **Isomería de cadena.**

c) $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ y $CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$ → **Isomería de posición.**

30 ¿Cuántos cloropentanos, $C_5H_{11}Cl$, diferentes se pueden producir por la cloración directa del n-pentano, $CH_3{-}(CH_2)_3{-}CH_3$. Dibujar la estructura de cada molécula.

Solución

$CH_3{-}(CH_2)_3{-}CH_3 + Cl_2$ → $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2Cl$; $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CHCl{-}CH_3$; $CH_3{-}CH_2{-}CHCl{-}CH_2{-}CH_3$

TEMA 11

Hidrocarburos



Contenidos

- Hidrocarburos: definición y clasificación.
- Hidrocarburos saturados: alcanos y cicloalcanos. Alcanos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad. Cicloalcanos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- Hidrocarburos insaturados: alquenos y alquinos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad. Cicloalquenos y cicloalquinos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- Hidrocarburos aromáticos. Benceno. Concepto de aromaticidad. Estructura del benceno. Concepto de aromaticidad. Tipos de compuestos aromáticos. Nomenclatura. Propiedades de los hidrocarburos aromáticos. Reactividad.

Objetivos

- **Profundizar en el conocimiento de los hidrocarburos, su procedencia e importancia.**
- **Saber diferenciar los distintos grupos de hidrocarburos, tanto alifáticos como aromáticos.**
- **Comprender las características de los alcanos y cicloalcanos.**
- **Aprender la correcta nomenclatura de los alcanos y cicloalcanos y sus derivados.**
- **Conocer las propiedades físicas y químicas de los alcanos y cicloalcanos y su reactividad.**
- **Estudiar las características de los alquenos y alquinos.**
- **Conocer las normas de nomenclatura aplicables a los alquenos y alquinos y sus derivados.**
- **Aprender las propiedades físico-químicas y la reactividad de los alquenos y alquinos.**
- **Conocer las características de los hidrocarburos cíclicos insaturados.**
- **Saber formular y nombrar correctamente los hidrocarburos cíclicos insaturados y sus derivados.**
- **Entender las propiedades físico-químicas y la reactividad de los hidrocarburos cíclicos insaturados.**
- **Entender el concepto de aromaticidad.**
- **Conocer la importancia de los hidrocarburos aromáticos, así como sus características.**
- **Aprender a nombrar y formular correctamente los hidrocarburos aromáticos sencillos y sus derivados.**
- **Conocer las propiedades físico-químicas y la reactividad de los hidrocarburos aromáticos.**

Introducción

Los **hidrocarburos** son los compuestos orgánicos formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno, y constituyen el grupo de compuestos más básico de la Química Orgánica. Se puede decir que su estructura molecular es un esqueleto de átomos de carbono, a los que se le unen átomos de hidrogeno.

La procedencia de los hidrocarburos se debe a los denominados **combustibles fósiles**, tales como el **petróleo**, el **carbón** y el **gas natural**, principales fuentes de energía no renovables de la sociedad moderna. Su procedencia, como bien sabemos, se debe a la descomposición de los organismos vivos que existieron hace millones de años. El petróleo y el gas natural proceden de los restos de microorganismos marinos depositados en el fondo del mar, mientras que el carbón procede de restos de material vegetal depositado en la tierra.

El **petróleo** es un líquido viscoso, oleaginoso, de un color oscuro, constituido por una mezcla de hidrocarburos, que en ocasiones viene acompañada de pequeñas cantidades de otros compuestos, considerados como impurezas, que contienen elementos tales como nitrógeno, azufre, níquel o vanadio. Este petróleo bruto o petróleo crudo que se obtiene de los yacimientos no se utiliza directamente, sino que es necesario someterlo a un proceso de destilación fraccionada en las refinerías para así separar las distintas fracciones de hidrocarburos que contiene.

La manipulación y transformación de estos hidrocarburos en productos químicos recibe el nombre de **petroquímica,** y constituye la base de la industria y de la tecnología actual, puesto que hace posible la obtención de infinidad de compuestos con aplicaciones esenciales en la vida diaria. Así, productos derivados del petróleo, además de ser empleados como fuente de energía, se utilizan como combustible (calefacción, medios de transporte,…), en agricultura (pesticidas, fertilizantes,…), medicina (prótesis, implantes odontológicos,…), en la construcción (carreteras, pavimentos,…), en la industria farmacéutica (pomadas, ungüentos, ..), alimentaría (colorantes, antioxidantes,…), textil (fibras sintéticas, nailon,…), o en la manufacturación de plásticos y materiales, entre otras muchas (Figura 1).

El **gas natural** es un compuesto incoloro e inodoro, constituido por una mezcla de hidrocarburos gaseosos, de bajo peso molecular, los cuales contienen entre uno y ocho átomos de carbono. El principal componente del gas natural es el metano, que está presente en aproximadamente un 82%, le sigue el etano (10%), y en porcentajes mucho menores el propano, el butano y otros hidrocarburos superiores. Además, puede contener, al igual que el petróleo trazas de otros compuestos como ácido sulfhídrico, dióxido de carbono, nitrógeno o helio.

El gas natural, a diferencia de lo que ocurre con el petróleo, podría ser utilizado tal y como se extrae de la naturaleza, de ahí su nombre. Es la fuente de energía fósil menos contaminante y presenta un mayor rendimiento energético, lo que hace que el uso del gas natural esté aumentando de forma considerable.

Actualmente, prácticamente todos los sectores de la actividad humana emplean el gas natural. A nivel doméstico, se pueden utilizar como fuente de energía para todo tipo de aparatos que facilitan las labores de cocina, lavado, secado, obtención de agua caliente, calefacción o aire acondicionado. Estos aparatos se denominan gasodomésticos (los electrodomésticos funcionan con electricidad). El gas natural se utiliza en la industria para cualquier proceso de generación de calor o frío, haciéndose ya casi imprescindible en sectores tan importantes como el alimentario, el de la cerámica, el vidrio, la siderurgia, el textil, el papel, etc.

El **carbón** es el primer recurso energético que el hombre comenzó a explotar industrialmente. Además de ser una de las principales fuentes de energía, se emplea como combustible en actividades industriales, siendo la producción de hierro y acero y la fabricación de cemento, las más destacadas. Si miramos a nuestro alrededor, nos damos cuenta que el acero es fundamental para la vida cotidiana (trenes, coches, electrodomésticos, relojes, dispositivos electrónicos…), es prácticamente necesario para las máquinas que crean los productos que utilizamos a diario.

Además, compuestos derivados del carbón también son utilizados en diferentes sectores para la elaboración de jabones, disolventes, colorantes, plásticos, fibras, etc.



Figura 1. Algunos usos de los productos derivados del petróleo.

Desarrollo de los contenidos

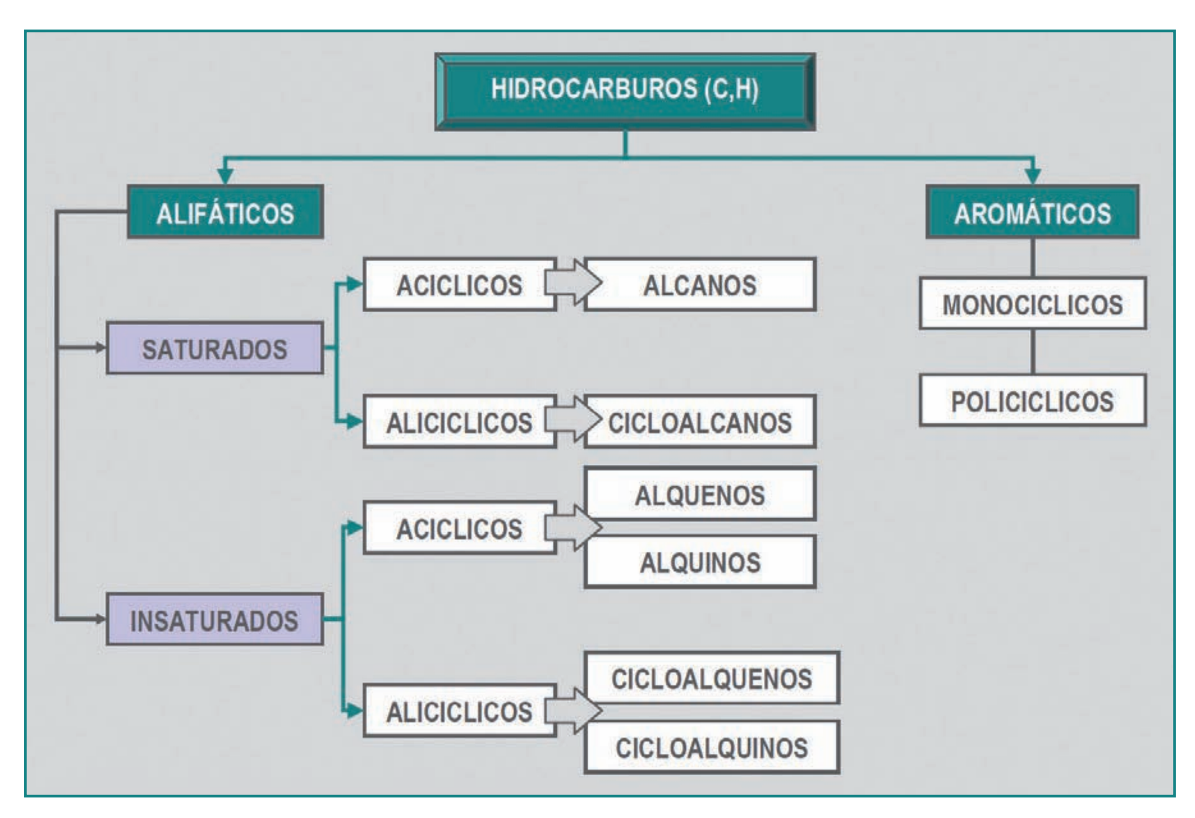
1. HIDROCARBUROS: DEFINICIÓN Y CLASIFICACIÓN

1.1. Hidrocarburos. Definición

Los **hidrocarburos,** como ya se ha comentado en la introducción, son compuestos orgánicos que contienen únicamente en su estructura, átomos de carbono e hidrógeno. Por tanto, contienen enlaces carbono-hidrógeno y enlaces carbono-carbono.

Los enlaces carbono-hidrógeno son enlaces covalentes sencillos, de tipo σ, de similares características en todos los hidrocarburos. En cambio, los átomos de carbono pueden unirse a otros átomos de carbono mediante enlace sencillo, doble o triple. En el caso de un enlace sencillo, éste será de tipo σ, mientras que en el caso de un doble o triple enlace, existirán un enlace tipo σ y uno o dos enlaces tipo π, respectivamente, como se ha estudiado en el tema anterior.

1.2. Clasificación



Esquema 1. Clasificación de los compuestos orgánicos.

Los hidrocarburos se pueden clasificar de diversas formas, en función de su estructura. Dado que ésta puede ser muy variada, se pueden clasificar según sea la cadena carbonada (abierta o cerrada), distinguiendo así entre hidrocarburos lineales o cíclicos (clasificación propuesta en el tema anterior), según tengan o no dobles y triples enlaces (saturados o insaturados), o según sean o no aromáticos.

En este tema, para el estudio sistemático de las características y propiedades de los hidrocarburos, se establece la clasificación que aparece en el Esquema 1. Así, los hidrocarburos se dividen en dos grandes grupos, **alifáticos y aromáticos**. Los hidrocarburos alifáticos se pueden clasificar en **saturados** e **insaturados**, dependiendo de si tiene enlaces sencillos o dobles o triples enlaces y éstos, a su vez, pueden ser lineales (denominados también **acíclicos)**, o cíclicos (denominados también **alicíclicos**).

Por otro lado, los hidrocarburos aromáticos, también denominados **arenos**, se estudian de forma separada, puesto que constituyen un grupo especial de compuestos con propiedades físicas y químicas muy características. Son compuestos cíclicos, generalmente de 6 átomos de carbono, en el que se alternan enlaces sencillos y dobles. Los compuestos aromáticos pueden estar constituidos por un ciclo (monocíclicos), o por más de uno (policíclicos)

2. HIDROCARBUROS SATURADOS: ALCANOS Y CICLOALCANOS

2.1. Alcanos

Los alcanos o **parafinas** son los compuestos orgánicos más sencillos, puesto que todos los átomos de carbono que componen la molécula se encuentran unidos mediante **enlaces sencillos carbono-carbono**. Además, cada átomo de carbono se encuentra unido al máximo número de átomos de hidrógeno. Por esta razón, a los alcanos se les denomina hidrocarburos saturados.

Características

Las características más importantes que definen a los alcanos son las siguientes:

— Responden a la fórmula general C_nH_{2n+2}, siendo n el número de átomos de carbono.

— Sólo existen enlaces sencillos carbono-carbono y carbono-hidrógeno, todos ellos enlaces covalentes tipo σ.

Los átomos de carbono presentan hibridación *sp*^{3}, lo que hace que la disposición de las cadenas carbonadas sea en forma de zig-zag, con ángulos de enlace de 109,5°, y que tengan una gran flexibilidad, dada la libre rotación de los enlaces sencillos (Figura 2).

Figura 2. Representación de un alcano de 6 átomos de carbono.

Nomenclatura

Los alcanos se nombran con la raíz que indica el número de átomos de carbono de la cadena carbonada principal, seguida de la terminación o sufijo ***–ano.***

Los cuatro primeros compuestos de la serie de los alcanos tienen nombres no sistemáticos, que se indican con los prefijos ***met-*** (1 átomo de C), ***et-*** (2 átomos de C), ***prop-*** (3 átomos de C) y ***but-*** (4 átomos de C), seguidos del sufijo *–ano*. Así,

— Metano → CH_4

— Etano → $CH_3–CH_3$

— Propano → $CH_3–CH_2–CH_3$

— Butano → $CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$

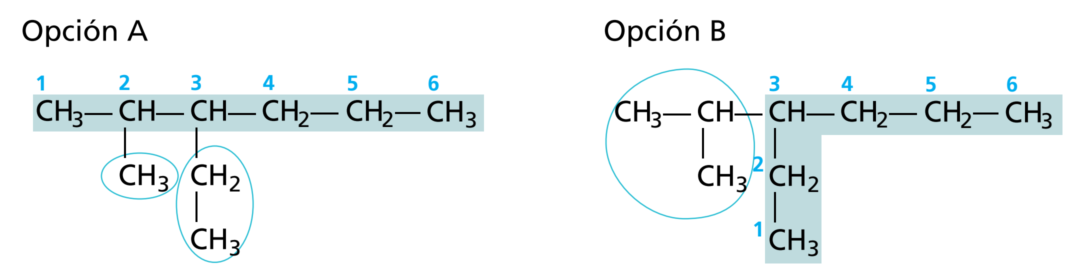
Los demás compuestos se nombran empleando el prefijo griego que indica el número de átomos de carbono de la cadena principal, seguido del sufijo *–ano*, propio de los hidrocarburos saturados. En la Tabla 1 se muestra la nomenclatura de los principales compuestos, dentro del primer centenar, de la serie de los alcanos no ramificados.

Tabla 1. Nomenclatura de los principales compuestos, dentro del primer centenar, de la serie de los hidrocarburos saturados lineales, y su radical correspondiente

Nombre	N. átomos de C	Fórmula	Radical
Metano	1	CH_4	$–CH_3$ metilo
Etano	2	$CH_3–CH_3$	$–CH_2–CH_3$ etilo
Propano	3	$CH_3–CH_2–CH_3$	$–CH_2–CH_2–CH_3$ propilo
Butano	4	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$	$–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$ butilo
Pentano	5	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_3–CH_3$ pentilo
Hexano	6	$CH_3–(CH_2)_4–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_4–CH_3$ hexilo
Heptano	7	$CH_3–(CH_2)_5–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_5–CH_3$ heptilo
Octano	8	$CH_3–(CH_2)_6–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_6–CH_3$ octilo
Nonano	9	$CH_3–(CH_2)_7–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_7–CH_3$ nonilo
Decano	10	$CH_3–(CH_2)_8–CH_3$	$–CH_2–(CH_2)_8–CH_3$ decilo
Undecano	11	$CH_3–(CH_2)_9–CH_3$	…
Dodecano	12	$CH_3–(CH_2)_{10}–CH_3$	…
Tridecano	13	$CH_3–(CH_2)_{11}–CH_3$	…
Eicosano	20	$CH_3–(CH_2)_{18}–CH_3$	…
Tricosano	30	$CH_3–(CH_2)_{28}–CH_3$	…
Tetracontano	40	$CH_3–(CH_2)_{38}–CH_3$	…
Pentacontano	50	$CH_3–(CH_2)_{48}–CH_3$	…
Hexacontano	60	$CH_3–(CH_2)_{58}–CH_3$	…
Heptacontano	70	$CH_3–(CH_2)_{68}–CH_3$	…
Octacontano	80	$CH_3–(CH_2)_{78}–CH_3$	…
Nonacontano	90	$CH_3–(CH_2)_{88}–CH_3$	…
Hectano	100	$CH_3–(CH_2)_{98}–CH_3$	…

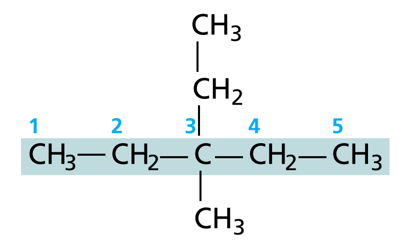
Los alcanos que poseen ramificaciones se nombran siguiendo las normas establecidas por la IUPAC:

1. Se selecciona la cadena carbonada más larga. Esta será la cadena principal y la que de nombre al compuesto. En el caso de que haya dos o más cadenas con el mismo número de átomos de carbonos, se selecciona la cadena que tenga mayor número de ramificaciones. Por ejemplo, en el siguiente compuesto:



La opción A es la correcta, y no la B, puesto que en A hay dos sustituyentes, mientras que en B hay únicamente uno.

2. La numeración de la cadena principal se lleva a cabo empezando por el extremo que tenga más próximo algún carbono con sustituyentes (ramificaciones) (ver ejemplo anterior). Hay que tener en cuenta que si hay más de un sustituyente, éstos deben tener los números localizadores más bajos posibles.
3. Los sustituyentes se nombran antes que la cadena principal, precedidos de su número localizador asignado (indica su posición en la cadena), seguido de un guión, y con la terminación ***–ilo*** o ***–il*** (Tabla 1).
4. Cuando hay dos o más sustituyentes diferentes, se pueden nombrar siguiendo dos criterios diferentes, por orden de complejidad, o por orden alfabético. Generalmente, se nombran por orden alfabético, anteponiendo el número localizador, seguido de un guión. Si dos o más cadenas laterales se hallan en posiciones equivalentes, se asignará el número más bajo a la que se cite en primer lugar en el nombre alfabetizado.
5. Si existen dos sustituyentes en el mismo átomo de carbono, se repite el localizador, se disponen seguidos de una coma, y detrás de un guión se colocan los nombres de los radicales (siguiendo el criterio establecido). Si los sustituyentes son iguales, el localizador debe repetirse de tal forma que haya tantos números como sustituyentes:



3,3-etilmetilpentano

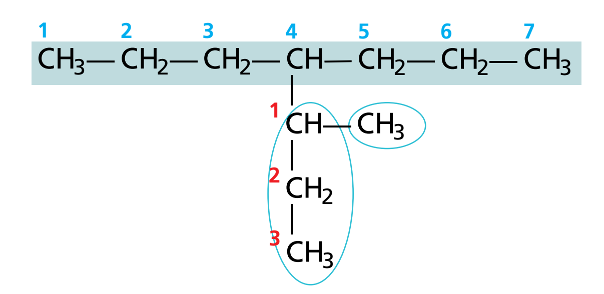
6. Cuando hay dos o más sustituyentes iguales, se debe indicar separando los números localizadores por comas y seguidos de un guión el prefijo *di, tri,*

tetra, penta, … que precede al nombre del radical. En el caso de radicales sencillos, para alfabetizar no se tiene en cuenta los prefijos multiplicativos.

$CH_3-CH(CH_2CH_3)-CH(CH_3)-CH_2-CH(CH_2CH_3)-CH_2-CH_2-C(CH_3)_2-CH_3$

5-etil-2,2,7,8-tetrametildecano

7. Cuando existe una cadena lateral compleja, que también posee ramificaciones o sustituyentes, esta cadena se nombra como una cadena sustituida, comenzando la numeración a partir del carbono de la cadena principal al que está unida. El nombre, precedido del número localizador, se pone entre paréntesis, para evitar confusiones con la numeración de la cadena principal.



4-(1-metilpropil)heptano

8. En ocasiones, para resaltar que el hidrocarburo no es ramificado, se suele poner delante del nombre la letra n-. Por ejemplo, en lugar de propano, se puede nombrar n-propano.

9. Cuando la posición del sustituyente en la cadena es inequívoca, porque sólo existe una posibilidad en la posición del mismo, el número localizador se debe suprimir.

10. La IUPAC admite los nombres tradicionales para algunos radicales, lo que simplifica la nomenclatura de los compuestos. Algunos de los más utilizados se recogen en la Tabla 2.

Tabla 2. Radicales más comunes, procedentes de hidrocarburos saturados

Radical	Nombre
$CH_3-CH(CH_3)-$	Isopropilo o isopropil Isómero del propilo o propil

Tabla 2. *(continuación)*

Radical	Nombre
$CH_3-\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{CH}-CH_2-$	Isobutilo o isobutil Derivado del isobutano o metilpropano
$CH_3-CH_2-\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{CH}-$	Sec-butilo Butilo secundario
$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{C}}-$	Terc-butilo Butilo terciario
$CH_3-\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{CH}-CH_2-CH_2-$	Isopentilo Derivado del isopentano o metilbutano
$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{\underset{\underset{\displaystyle CH_3}{\vert}}{C}}-CH_2-$	Neopentilo Derivado del neopentano o 2,2-dimetilpropano

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Nombrar los siguientes compuestos:

a)

```
CH3—CH2—CH—CH2—CH—CH3
        |       |
        CH2     CH2
        |       |
        CH3     CH2         CH3
                |           |
    CH3—CH2—CH2—CH—CH2—CH
                            |
                            CH3
```

b) CH_3SO_3H

c)

```
CH3—CH2—CH2—CH2—CH—CH2—CH2—CH3
                 |
            CH3—CH—CH2—CH3
```

d) $CH_3–CH_2Cl_2$

Solución

Para solucionar este ejercicio tenemos que recordar que para nombrar los compuestos ramificados se escoge como cadena principal la más larga y se numera

comenzando por el extremo donde se encuentran los radicales, otorgándoles los números más bajos posibles. Una vez escogida y numerada la cadena principal, se nombran los radicales en orden alfabético e indicando sus posiciones en la cadena. Por último, se nombra el hidrocarburo de donde derivó la cadena principal.

a) Nombre compuesto: **9-etil-2,7-dimetil-4-propilundecano.**

Cadena principal: undecano; radicales: 2,7 (metil); 4 (propil); 9 (etil). Para alfabetizar no se tiene en cuenta los prefijos multiplicativos.

```
 11     10      9     8      7
CH3 — CH2 — CH — CH2 — CH — CH3
             |           |
            CH2        6 CH2
             |           |                 1
            CH3        5 CH2              CH3
                         |       3       2|
   CH3 — CH2 — CH2 —4 CH — CH2 — CH
                                          |
                                         CH3
```

b) Nombre del compuesto: **Ácido metanosulfónico.**

CH_3SO_3H → Estos compuestos están caracterizados por la presencia del grupo «sulfón» (SO_3H) derivado del ácido sulfúrico ($HO\text{-}SO_3H$). Para nombrarlos se antepone la palabra ácido, luego el nombre del hidrocarburo del cual proviene y el sufijo sulfónico.

c) Nombre del compuesto: **4 *sec*-butil-octano**. Cuando se trata de radicales más complejos (*iso, sec, terc*) se pueden numerar las cadenas de los radicales, comenzando por el extremo más cercano al punto de unión con la cadena principal. Cadena principal: octano; radical: 4 (*sec*-butil). También se puede nombrar el radical como: 4-(2-butil), por lo que en este caso el nombre del compuesto sería: **4-(2-butil)-octano.**

```
 8      7      6      5      4      3      2      1
CH3 — CH2 — CH2 — CH2 — CH — CH2 — CH2 — CH3
                         1|     2      3
                  CH3 — CH — CH2 — CH3
```

d) **Cloroetano o cloruro de etilo** → $CH_3\text{–}CH_2Cl_2$

Propiedades

Las propiedades más importantes de los alcanos se resumen a continuación:

— Los alcanos son compuestos gaseosos, líquidos o sólidos. Los cuatro primeros compuestos de la serie son gases en condiciones normales. Los siguientes, del pentano hasta el octadecano son líquidos, y el resto son sólidos.

— El punto ebullición de los alcanos lineales aumenta a medida que aumenta el peso molecular, puesto que al aumentar la longitud de la cadena, aumentan las fuerzas de Van der Waals.

— Los alcanos ramificados presentan menor punto de ebullición que los alcanos lineales con el mismo número de átomos de carbono (las fuerzas intermoleculares son más pequeñas). Además, el punto de ebullición disminuye al aumentar el grado de ramificación. Como ejemplo, veamos el valor de los puntos de ebullición de los isómeros del pentano, C_5H_{12} en la Tabla 3.

Tabla 3. Puntos de ebullición de tres isómeros de la molécula de pentano

Isómeros C_5H_{12}	Nombre	Puntos de ebullición
$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$	n-Pentano	36,1
$CH_3—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$	2-Metilbutano (Isopentano)	27,8
$CH_3—C(CH_3)_2—CH_3$	2,2-Dimetilpropano (Neopentano)	9,5

— El punto de fusión de los alcanos, tanto lineales como ramificados, no varía gradualmente, y es más difícil de prever, puesto que depende del grado de empaquetamiento de las moléculas en el sólido.

— Son compuestos poco polares, puesto que la electronegatividad que poseen los átomos de carbono (2,5) y de hidrógeno (2,1) es muy similar.

— Son insolubles en agua, dado su carácter apolar. En cambio, son solubles unos en otros, y en disolventes orgánicos (benceno, éter, tetracloruro de carbono, etc.).

— Son compuestos poco reactivos, dada la fortaleza de los enlaces C–C y C–H.

Reactividad

Los alcanos se conocen como parafinas, dada la poca tendencia a reaccionar químicamente que presentan. La palabra parafina procede del latin *parum* (poco) y *affinis* (afín), y significa *de escasa afinidad*. Así, los alcanos presentan escasa afinidad por otras sustancias para reaccionar.

La reactividad de los alcanos se caracteriza por la escasa polaridad del enlace C–C y C–H, produciéndose por tanto, una ruptura homolítica de estos enlaces.

Las reacciones más importantes en las que se encuentran implicados los alcanos son:

— Reacciones de combustión.

— Reacciones de sustitución.

— Reacciones de pirolisis.

Reacciones de combustión

La reacción de combustión de los alcanos es una reacción de oxidación en la que los átomos de carbono de la molécula se transforman en CO_2 (gas), y los átomos de hidrógeno en H_2O (líquido). En la Figura 3 se muestra la reacción de combustión general de los alcanos, dónde n es el número de átomos de carbono.

$$C_nH_{2n+2} + 1/2\ (3n + 1)\ O_2 \rightarrow n\ CO_2 + (n + 1)\ H_2O$$

Figura 3. Reacción general de combustión de los alcanos.

Se trata de reacciones muy exotérmicas, es decir, transcurren con una gran liberación de energía, que se denomina **calor de combustión**. Por esta razón, las reacciones de combustión de los alcanos son empleadas como fuente de energía (ejemplo, la combustión del butano y del propano). En la Figura 4 se muestra la reacción de combustión del butano.

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O \qquad \Delta H = -687{,}4\ Kcal/mol$$

Figura 4. Reacción de combustión del butano, en la que se desprende una gran cantidad de energía.

Reacciones de sustitución

Los alcanos pueden sufrir la sustitución de uno o varios átomos de hidrógeno por otros átomos o grupos de átomos, dando lugar a diferentes reacciones de sustitución, tales como reacciones de halogenación, nitración o sulfonación.

— **Reacciones de halogenación.** Son aquellas en las que los alcanos sustituyen uno o varios átomos de H por uno o varios átomos de un halógeno (F_2, Cl_2, Br_2, I_2), para formar haluros de alquilo. La Figura 5 muestra como ejemplo la halogenación del propano.

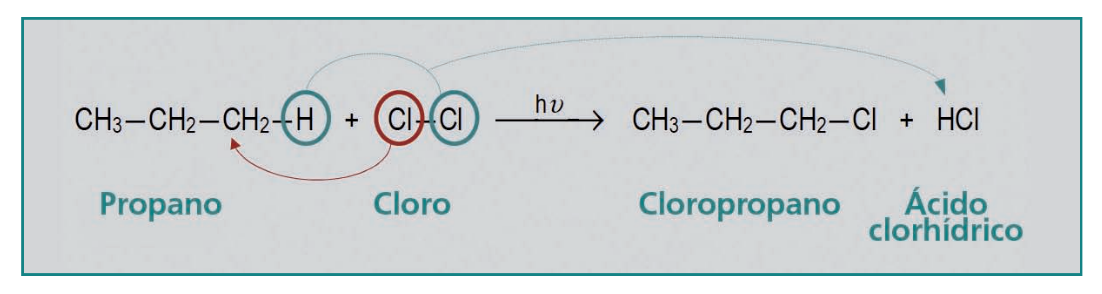


Figura 5. Reacción de halogenación de la molécula de propano, en la que un H del C1 es sustituido por un átomo de la molécula de cloro. Se forma el haluro de alquilo correspondiente (cloropropano) y ácido clorhídrico.

También es posible la sustitución de hasta 3 átomos de H en una misma molécula, dependiendo de la concentración del alcano y del halógeno. Como ejemplo, en la Figura 6 se muestran las distintas posibilidades de halogenación de la molécula de metano.

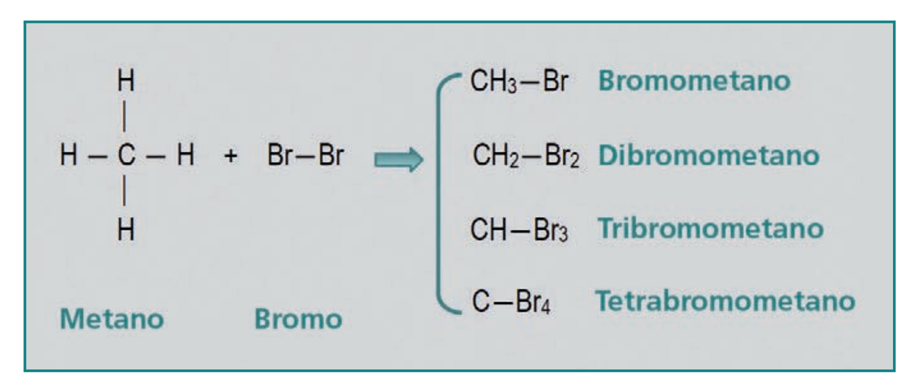


Figura 6. Reacción de halogenación de la molécula de metano, CH_4, en la que se observa la formación de hasta cuatro compuestos derivados.

Estas reacciones necesitan ser activadas con calor o luz. La reactividad de los halógenos disminuye según avanzamos en el sistema periódico, es decir, del flúor al yodo, de forma que el yodo o no reacciona o lo hace muy lentamente.

— **Reacciones de nitración.** En este caso se produce la sustitución del hidrógeno por grupos nitro ($–NO_2$), cuando el alcano reacciona con ácido nítrico. Como ejemplo, en la Figura 7 se muestra la nitración del propano.

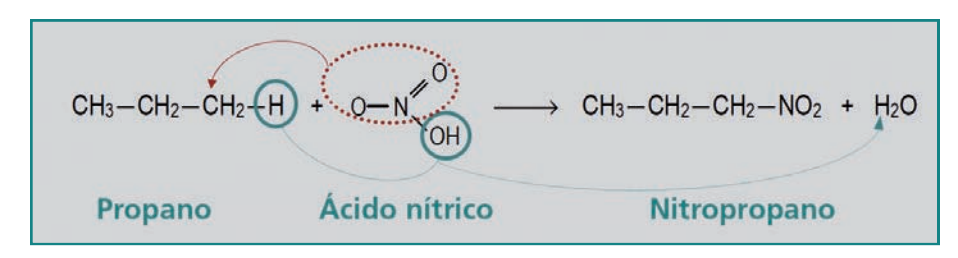


Figura 7. Reacción de nitración de la molécula de propano, en la que se forma nitropropano y se libera agua.

— **Reacciones de sulfonación.** La reacción del alcano con ácido sulfúrico (H_2SO_4) produce la sustitución del hidrógeno por grupos $–SO_3H$. La Figura 8 muestra la sulfonación del propano.

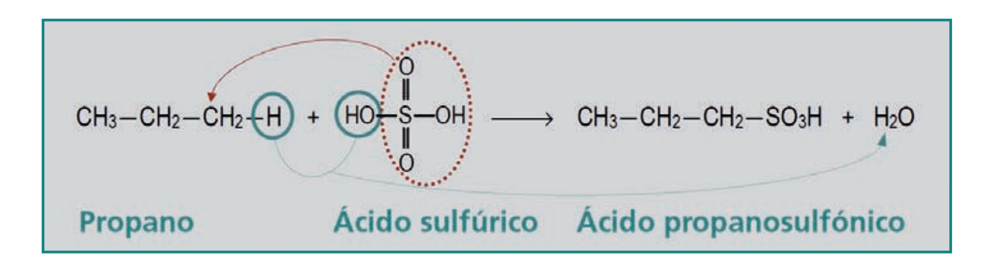


Figura 8. Reacción de sulfonación de la molécula de propano, en la que se forma el ácido propanosulfónico y se libera agua.

Reacciones de pirolisis

En la industria petroquímica se aplican con frecuencia las reacciones de pirólisis para el craqueo en la preparación de las gasolinas. Se producen cuando a los alca-

nos se les somete a altas temperaturas, de forma que estos pueden fragmentarse en otros de menor peso molecular, obteniéndose radicales que se recombinan de nuevo originando una mezcla compleja de compuestos. Por ejemplo, la pirólisis del propano, a 600 °C, puedo originar, entre otros, una mezcla de propeno, eteno y metano (Figura 9).

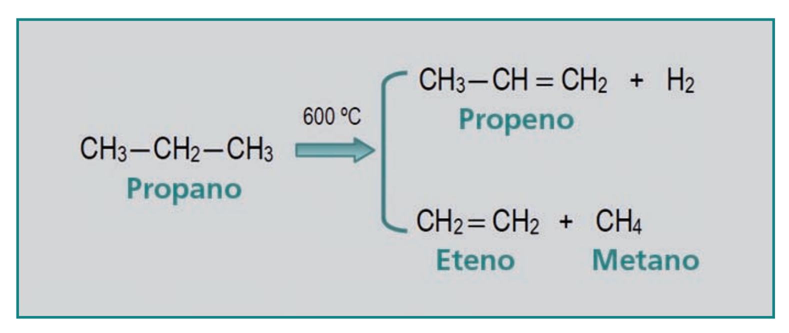


Figura 9. Pirolisis de la molécula de propano.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indicar, de manera razonada, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los alcanos originan fácilmente reacciones de adición.

b) En los hidrocarburos saturados todos los enlaces se forman mediante orbitales híbridos sp^3.

c) Los alcanos ramificados tienen puntos de ebullición inferiores a los de sus isómeros lineales.

d) Los alcanos son poco reactivos a causa de la elevada energía de los enlaces C–C y C–H y de su pequeña polaridad.

e) Los hidrocarburos saturados son solubles en agua.

Solución

a) **Falsa:** en los alcanos todos los enlaces son simples y no pueden dar reacciones de adición.

b) **Verdadera:** en los hidrocarburos saturados todos los enlaces simples del carbono se realizan mediante una hibridación sp^3.

c) **Verdadera:** las cadenas lineales permiten un mayor acercamiento de las moléculas entre sí, lo que conlleva unas fuerzas de atracción más intensas.

d) **Verdadera:** es muy difícil romper los enlaces C–C y C–H, por lo que los alcanos son muy poco reactivos.

e) **Falsa:** los alcanos son prácticamente insolubles en agua, así como en otros disolventes polares, debido a su momento dipolar nulo.

Ejercicio 2

Determinar la fórmula y el nombre de un alcano gaseoso, sabiendo que su combustión completa produce un volumen de dióxido de carbono el triple del suyo, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Solución

Tenemos que recordar la ecuación general de combustión de un alcano:

$$C_nH_{2n+2} + 1/2\,(3n+1)\,O_2 \rightarrow n\,CO_2 + (n+1)\,H_2O$$

o

$$2\,C_nH_{2n+2} + (3n+1)\,O_2 \rightarrow 2n\,CO_2 + (2n+2)\,H_2O$$

según la cual 2 volúmenes del alcano originan 2n volúmenes de dióxido de carbono, por lo que en nuestro caso: 2n / 2 = 3 (de acuerdo con el enunciado) y despejando: n = 3. Luego el hidrocarburo tiene que ser el **Propano**:

$$CH_3–CH_2–CH_3$$

Ejercicio 3

Existen diez alcanos de 8 átomos de carbono (octanos) isómeros, pero únicamente uno de ellos puede formar un sólo derivado monoclorado. Nombrar y representar dicho compuesto.

Solución

Los derivados monoclorados de los hidrocarburos serán diferentes según que el cloro este unido a un carbono primario, secundario o terciario. Por lo tanto, para que un hidrocarburo únicamente pueda formar un sólo derivado monoclorado, éste únicamente tiene que tener hidrógenos en carbonos primarios, por lo que tendrá que ser el **2,2,3,3-tetrametilbutano**:

```
        CH3 CH3
 1     2|  3|    4
CH3— C — C — CH3
        |   |
       CH3 CH3
```

2.2. Cicloalcanos

Los cicloalcanos son alcanos de cadena cerrada, o cíclicos. También reciben el nombre de **alicíclicos**. Se pueden considerar derivados de los hidrocarburos de cadena abierta, en los que los extremos de su cadena se encuentran unidos formando un ciclo, previa pérdida de dos hidrógenos. Son hidrocarburos saturados, lo que indica que únicamente existen en su estructura enlaces sencillos carbono-carbono.

Características

Las características más relevantes de los cicloalcanos se resumen a continuación:

— Responden a la fórmula general C_nH_{2n}, siendo n el número de átomos de carbono.

— Al igual que en los alcanos de cadena abierta, los enlaces sencillos carbono-carbono y carbono-hidrógeno son enlaces covalentes tipo σ.

— Los átomos de carbono presentan hibridación *sp*^{3}, si bien los ángulos de enlace no son siempre 109,5º, debido a las tensiones en los ángulos de enlace en la ciclación (formación del ciclo).

— El menor número de átomos de carbono que se puede ciclar es tres, para formar el ciclopropano. Este, junto con el ciclobutano (4 átomos de C) son compuestos inestables, puesto que forman ángulos de enlace de 60º y 90º, respectivamente, muy diferentes del ángulo de enlace tetraédrico (109,5º).

— Los ciclos de 5 y 6 átomos de carbono (ciclopentano y ciclohexano) son más estables, dado que sus ángulos de enlace adquieren valores más próximos a 109,5º.

Nomenclatura

La nomenclatura de los cicloalcanos es análoga a la de los hidrocarburos lineales del mismo número de átomos de carbono, precediendo siempre el prefijo *ciclo-* al nombre del compuesto. En la Figura 10 se muestra los cuatro primeros compuestos de la serie de los cicloalcanos: ciclopropano, ciclobutano, ciclopentano y ciclohexano. Es habitual representar estos compuestos mediante un polígono, tal y como aparece en la Figura 10, en lugar de utilizar su fórmula desarrollada, en el que cada vértice representa un átomo de carbono y cada lado del polígono representa un enlace carbono-carbono.

Ciclopropano

Ciclobutano

Ciclopentano

Ciclohexano

Figura 10. Primeros compuestos de la serie de los cicloalcanos: ciclos de 3, 4, 5 y 6 átomos de carbono, junto con su representación esquemática.

Los ciclos pueden contener ramificaciones o cadenas laterales. Puede suceder por la sustitución de uno o varios de los hidrógenos del ciclo, al igual que sucede con los alcanos lineales. En tal caso, se considera el compuesto como un derivado del compuesto cíclico y se enumeran las cadenas con los números localizadores más bajos posibles. Así, vemos en la Figura 11 algunos ejemplos.

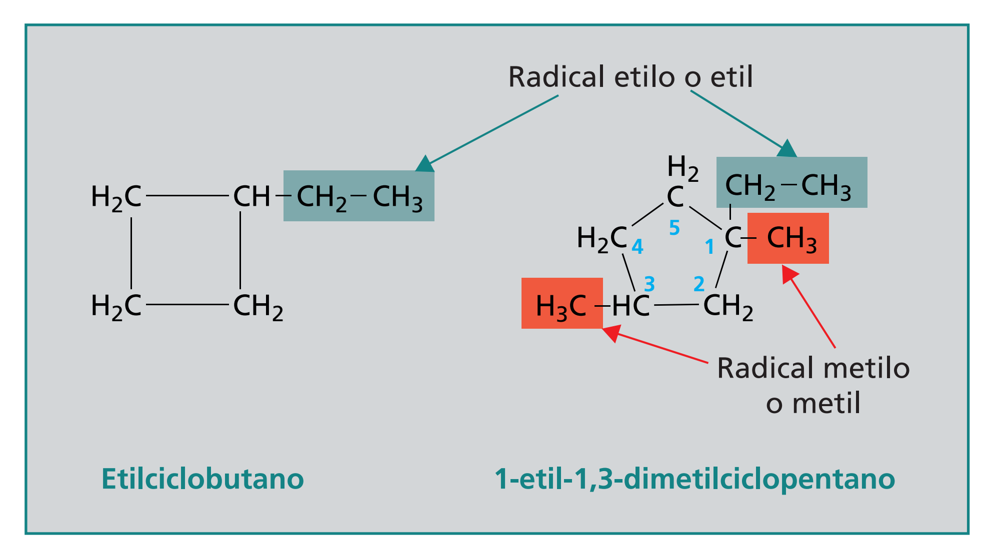


Figura 11. Ejemplos de cicloalcanos con sustituyentes.

Cuando existen varios ciclos en la molécula, o varias cadenas laterales y ciclos, es más adecuado considerar el compuesto como un derivado de un alcano lineal, de forma que los ciclos se nombran como un sustituyente más, pero sustituyendo la terminación ***–ano*** por ***–ilo*** o ***–il,*** al igual que en el caso de los radicales hidrocarbonados lineales. En la Figura 12 se aprecia un ejemplo.

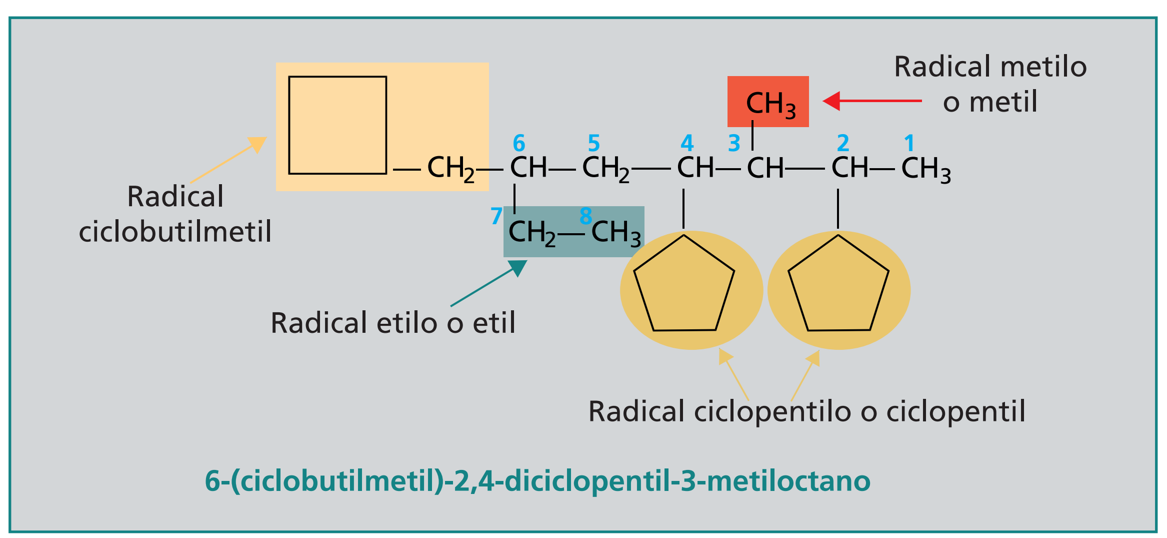


Figura 12. Hidrocarburo en el que se consideran los ciclos como sustituyentes.

Puede darse el caso de tener un ciclo que contiene como sustituyente una cadena larga. En este caso, se puede considerar como principal el ciclo o la cadena, las dos posibilidades son válidas (Figura 13).

— CH_2— CH_2— CH_2— CH_2— CH_3 ⇒ pentilciclopentano / 1-ciclopentilpentano

Figura 13. Varias posibilidades para nombrar un hidrocarburo formado por un ciclo y una cadena hidrocarbonada larga.

Propiedades

Los cicloalcanos presentan propiedades muy similares a las de los alcanos de cadena abierta, si bien es necesario resaltar lo siguiente:

— El ciclopropano, el primer miembro de la familia de los cicloalcanos, es un gas, los demás son líquidos.

— Los puntos de ebullición y de fusión son ligeramente más elevados que los de los correspondientes alcanos abiertos de igual número de átomos de carbono, debido a que son más densos y las estructuras cristalinas son más compactas.

Reactividad

Los cicloalcanos pueden sufrir reacciones muy similares a los de los alcanos de cadena abierta, si bien son más reactivos. Por esta razón, pueden intervenir en reacciones típicas de compuestos con dobles enlaces.

Las reacciones características de los cicloalcanos se estudian a continuación:

Reacciones de adición

Las reacciones de adición son propias de los ciclos de 3 y 4 átomos de carbono, ya que pueden abrir su anillo con facilidad, debido a la tensión de sus ángulos de enlace (mucho menor de 109,5º). En estas reacciones, se produce la ruptura de un enlace carbono-carbono para formar el compuesto de cadena abierta, con ángulos de enlace normales.

En la Figura 14 se muestra la hidrogenación del ciclopropano. En presencia de una molécula de hidrógeno (H_2), se abre el anillo dejando los dos extremos de la cadena libres, a los que se unen cada uno de los átomos que componen la molécula de hidrógeno.

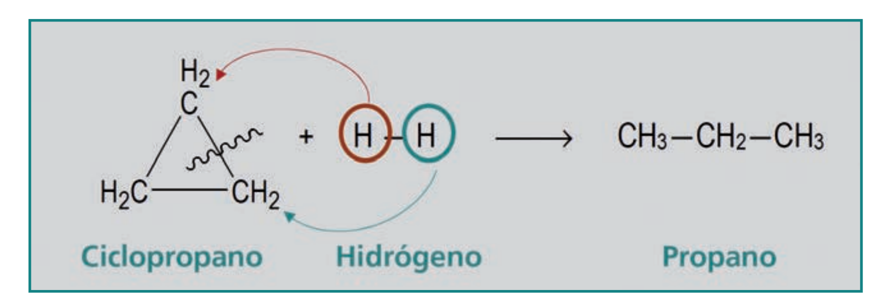


Figura 14. Hidrogenación del ciclopropano, en la que se produce la apertura del anillo.

Una reacción análoga sucede en presencia de halógenos ($X_2 = F_2$, Cl_2, Br_2, I_2) (Figura 15).

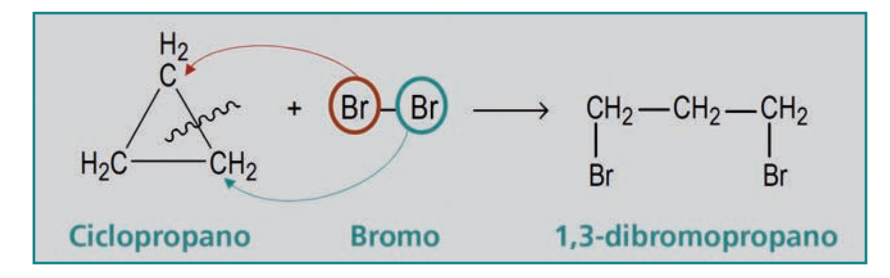


Figura 15. En presencia de una molécula de bromo (Br_2), se rompe el anillo, originando un compuesto bromado, mediante una reacción de adición.

Reacciones de sustitución

Las reacciones de sustitución se dan sin apertura de anillo. La Figura 16 muestra la reacción de sustitución del ciclopropano en presencia de una molécula de cloro. Esta reacción necesita ser activada con un aporte energético.

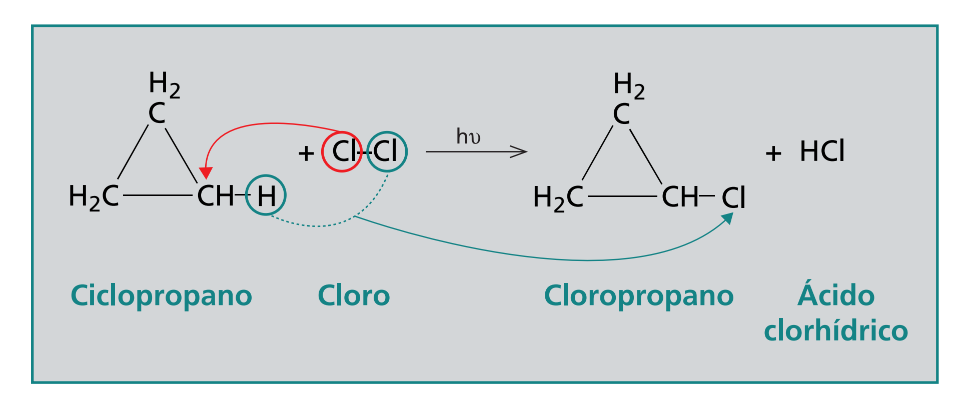


Figura 16. Reacción de sustitución de uno de los átomos de hidrógeno de la molécula de ciclopropano por un átomo de Cl, con formación de cloropropano y ácido clorhídrico.

Los ciclos de 5 y 6 átomos de carbono también pueden reaccionar con los halógenos, y dar reacciones de sustitución, sin romperse el anillo y en las mismas condiciones que los alcanos lineales. Estas reacciones igualmente necesitan un aporte energético (Figura 17)

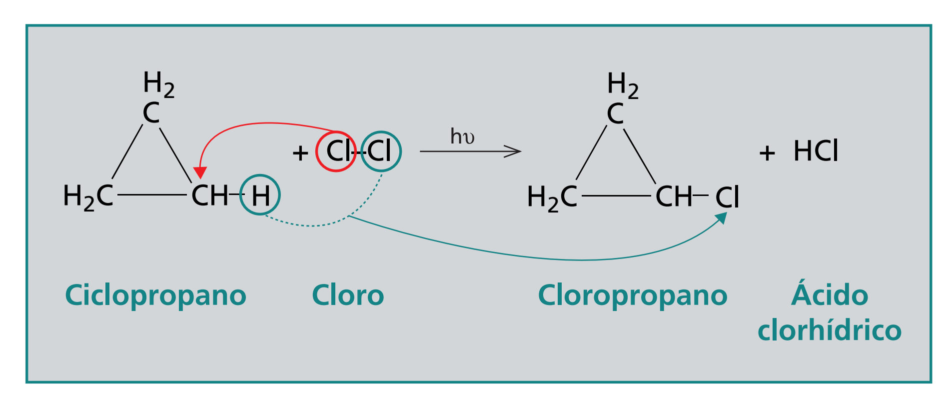


Figura 17. Reacción de sustitución entre una molécula de ciclopentano y una de cloro. Se produce la sustitución de uno de los átomos de hidrógeno por un átomo de Cl, y se libera ácido clorhídrico.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir y nombrar cuatro compuestos de fórmula general C_nH_{2n+2} y C_nH_{2n}, indicando su grupo funcional y a qué familia de compuestos pertenecen.

Solución

Los compuestos de fórmula general C_nH_{2n+2} pertenecen a la familia de los **Alcanos** (Hidrocarburos), cuyo grupo funcional es el enlace sencillo –C–C–.

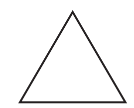
CH_4 → Metano

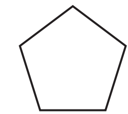
$CH_3–CH_3$ → Etano

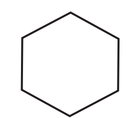
$CH_3–CH_2–CH_3$ → Propano

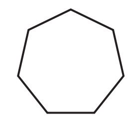
$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$ → Pentano

Los compuestos de fórmula general C_nH_{2n} pertenecen a la familia de los **Cicloalcanos** (Hidrocarburos), cuyo grupo funcional es el enlace sencillo y son cíclicos: ciclopropano, ciclopentano, ciclohexano y cicloheptano:


Ciclopropano


Ciclopentano


Ciclohexano


Cicloheptano

Ejercicio 2

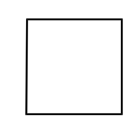
Representar y nombrar dos alcanos cíclicos de fórmula general: C_4H_8. Dichos compuestos ¿presentan algún tipo de isomería entre sí?

Solución

Dos alcanos cíclicos de fórmula molecular C_4H_8 son: el metilciclopropano y el ciclobutano, que son isómeros estructurales:

CH_3

Metilciclopropano


Ciclobutano

Ejercicio 3

Nombrar los siguientes compuestos:

a) CH_3, $CH_2—CH_3$

b) CH_3, CH_3, $CH_2—CH_3$

c) H_3C, CH_3, CH_3, $CH_2—CH_3$

d) $CH_2—CH_2—CH_2—CH—CH_3$, CH_3

e) Cl, Cl, Cl, Cl, $CH_3—CH—CH_3$

f) Br; $CH_3—CH_2$; CH_3

g) $CH_2—CH_2$

h) $CH_2—(CH_2)_{13}—CH_3$

Solución

a) **1-Etil-1-metilciclobutano** → La nomenclatura de los cicloalcanos es análoga a la de los hidrocarburos lineales del mismo número de átomos de carbono, precediendo siempre el prefijo *ciclo-* al nombre del compuesto.

b) **1-Etil-1,2-dimetilciclopentano**

c) **1-Etil-2,4,4-trimetilciclohexano** → Cadena principal es un ciclo de seis. La numeración debe otorgar los localizadores más bajos a los sustituyentes. En caso de se comienza la numeración por el etilo por ir antes alfabéticamente y se prosigue hacia los metilos.

d) **1-Ciclobutil-4-metilpentano** → Si la cadena lateral unida al anillo es compleja, debemos considerar el grupo cíclico como un sustituyente de la cadena.

e) **1,1,4,4-tetracloro-2-isoprilciclopentano.**

f) **1- Bromo-3-etil-5-metil-ciclohexano.**

g) **1,2-Diciclohexiletano.** Si el compuesto contiene varias cadenas laterales y/o radicales **cíclicos** ligados a una cadena, se considera derivado de un compuesto lineal.

h) **1-Ciclopentilpentadecano.** Si existe un pequeño núcleo cíclico ligado a una larga cadena acíclica, se considera derivado de un compuesto lineal.

Ejercicio 4

Nombrar los siguientes compuestos:

a) CH_3; $C—CH_3$; CH_3

b) CH_3; CH_3

c) $CH_2—CH_3$; CH_3

d) H_3C

e) CH_3

f) Br CH_2— Br

g) Br CH_2— CH_2— Br

h) Br

CH— CH_3

CH_3

Solución

a) ***Terc*-butilcicloheptano** → En el caso de derivados monosustituidos se omite la numeración.

b) **1,3-Dimetilciclohexano** → En el caso de cicloalcanos con varios sustituyentes, se deben numerar asignando los números más bajos posibles a los sustituyentes, por lo que en este ejercicio sería erróneo nombrar el compuesto como: 1,5-dimetilciclohexano.

c) **1-Etil-2-metilciclohexano.**

d) **(2-Metilciclopropil)ciclohexano.**

e) **1-Ciclopropil-3-metilciclohexano.**

f) **1-Bromo-1-bromometilciclohexano.**

g) **1-Bromo-1-(2-bromoetil)ciclohexano.**

h) **1-Bromo-1-isopropilciclohexano.**

Ejercicio 5

Completar las siguientes reacciones especificando de qué tipo es cada una. Nombrar y representar los compuestos obtenidos en las mismas:

a) Ciclopropano + HBr →

b) Ciclopropano + H_2SO_4 →

c) Ciclohexano + Cl_2 →

Solución

a) Ciclopropano + HBr → CH_3–CH_2–CH_2–Br → 1-Bromopropano: **Reacción de adición.**

b) Ciclopropano + H_2SO_4 → CH_3–CH_2–CH_2–SO_3H → Ácido propanosulfónico: **Reacción de adición.**

c) Ciclohexano + Cl_2 → Cl + HCl : **Reacción de sustitución.**

Clorociclohexano

3. HIDROCARBUROS INSATURADOS: ALQUENOS Y ALQUINOS

3.1. Alquenos

Los alquenos u **olefinas** contienen al menos, un **doble enlace** en sus moléculas. Se pueden considerar compuestos derivados de los alcanos, puesto que por eliminación de dos hidrógenos consecutivos de un alcano, se puede crear un doble enlace y dar lugar al correspondiente alqueno.

Se clasifican dentro del grupo de los **hidrocarburos insaturados**, **no saturados**, porque sus estructuras no están saturadas con el máximo de átomos de hidrógeno posibles.

Características

Los alquenos son compuestos que reúnen las siguientes características:

— Cuando sólo poseen un único doble enlace, responden a la fórmula general $\mathbf{C_nH_{2n}}$, siendo n el número de átomos de carbono, y tomando un valor mayor o igual a 2.

— Los enlaces sencillos carbono-carbono y carbono-hidrógeno son enlaces covalentes tipo σ, mientras que en los dobles enlaces carbono-carbono, existe uno tipo σ y otro tipo π.

— Los átomos de carbono del doble enlace presentan hibridación sp^2, dejando un orbital *p* sin hibridar. Así, dos átomos de carbono unidos mediante doble enlace presentan un enlace σ por solapamiento de sus orbitales sp^2 (enlace sencillo), y un enlace π por solapamiento lateral de sus orbitales *p* sin hibridar (doble enlace).

— La existencia de un enlace π impide la libre rotación de un átomo de carbono sobre otro, lo que, como se ha estudiado en el tema anterior, si los átomos o grupos de átomos unidos a los carbonos son diferentes, da lugar a la formación de isómeros geométricos o *cis-trans*.

Nomenclatura

Se nombran empleando la misma raíz que para los alcanos, pero con la terminación **–eno**, en lugar de *–ano*. Así, los primeros términos de la serie de los alquenos son:

— Eteno $\rightarrow$ $CH_2{=}CH_2$

— Propeno $\rightarrow$ $CH_2{=}CH{-}CH_3$

— Buteno $\rightarrow$ $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$

Las reglas a seguir para nombrar los alquenos son las mismas que las de los alcanos, pero con algunas particularidades:

— Se toma como cadena principal la cadena más larga que contiene el doble enlace.

— La numeración de la cadena debe hacerse comenzando por el extremo que tenga más cercano el doble enlace, de forma que éste posea el número localizador más bajo posible.

$$\overset{1}{CH_2}{=}\overset{2}{CH}{-}\overset{3}{CH_2}{-}\overset{4}{CH_2}{-}\overset{5}{CH_3} \qquad \overset{5}{CH_3}{-}\overset{4}{CH_2}{-}\overset{3}{CH}{=}\overset{2}{CH}{-}\overset{1}{CH_3}$$

1-penteno 2-penteno

— Si existen cadenas laterales, se toma como cadena principal la que contiene el doble enlace, aunque ésta sea más corta. En este caso, la numeración de la cadena se comienza por el extremo que tiene más cercano el doble enlace, puesto que éste tiene preferencia sobre las cadenas laterales.

— El compuesto se nombra indicando, mediante su correspondiente número localizador, en primer lugar la posición de las cadenas laterales, y después la posición del doble enlace. Se le da el nombre del alcano correspondiente, cambiando la terminación –ano por –eno.

$$\overset{6}{CH_3}{-}\underset{\large CH_3}{\overset{5}{CH}}{-}\underset{\large CH_3}{\overset{4}{CH}}{-}\overset{3}{CH_2}{-}\overset{2}{CH}{=}\overset{1}{CH_2}$$

4,5-dimetil-1-hexeno

$$CH_3{-}\overset{3}{CH}{-}\overset{4}{CH_2}{-}\overset{5}{CH_2}{-}\overset{6}{CH_3} \quad (C_3\text{ unido a } \overset{2}{CH}{=}\overset{1}{CH_2})$$

3-metil-1-hexeno

— Si la cadena contiene más de un doble enlace, se emplean las terminaciones *–dieno*, *–trieno*,… precedidas por los localizadores que indican la posición de los dobles enlaces.

$$\overset{1}{CH_2}{=}\overset{2}{CH}{-}\overset{3}{CH_2}{-}\overset{4}{CH}{=}\overset{5}{CH_2} \qquad \overset{1}{CH_2}{=}\overset{2}{C}{=}\overset{3}{CH}{-}\overset{4}{CH}{=}\overset{5}{CH_2}$$

1,4-pentadieno 1,2,4-pentatrieno

Si existen ramificaciones y más de un doble enlace, la numeración debe realizarse de forma que los dobles enlaces contengan los números localizadores más bajos posibles.

$$\overset{7}{CH_3}{-}\underset{\large CH_3}{\overset{6}{C}}{=}\overset{5}{CH}{-}\overset{4}{CH}{=}\underset{\large CH_2-CH_3}{\overset{3}{C}}{-}\overset{2}{CH}{=}\overset{1}{CH_2}$$

3-etil-6-metil-1,3,5-heptatrieno

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $Br-CH_2-CH_2-CH_2-CH(-CH{=}CH_2)-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-C(Br){=}CH-CH(Cl)-CH_2-CH_3$

c) $CH_3-CH(Br)-CH{=}C(CH_3)-CH_2-CH_3$

Solución

a) **6-Bromo-3-propilhex-1-eno** → Se nombran empleando la misma raíz que para los alcanos, pero con la terminación *–eno*. Se toma como cadena principal la más larga que contenga el doble enlace. La numeración comienza por el extremo de la cadena que otorga al doble enlace el localizador más bajo posible. Los dobles enlaces tienen preferencia sobre los sustituyentes. Cuando hay varios sustituyentes se ordenan alfabéticamente y se acompañan de sus respectivos localizadores.

$$\overset{6}{Br-CH_2}-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{3}{CH}(-\overset{2}{CH}{=}\overset{1}{CH_2})-CH_2-CH_2-CH_3$$

b) **2-Bromo-4-clorohex-2-eno.**

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{C}(Br){=}\overset{3}{CH}-\overset{4}{CH}(Cl)-\overset{5}{CH_2}-\overset{6}{CH_3}$$

c) **2-Bromo-4-metilhex-3-eno** → Cuando el doble enlace está a la misma distancia de ambos extremos, se numera para que los sustituyentes tomen los menores localizadores.

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH}(Br)-\overset{3}{CH}{=}\overset{4}{C}(CH_3)-\overset{5}{CH_2}-\overset{6}{CH_3}$$

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3—CH_2—CH_2—C(CH_3){=}CH—CH(CH_3)—CH_2—CH_3$

b) $CH_3—C(CH_3){=}CH—CH{=}C(CH_2—CH_2—CH_3)—CH{=}CH_2$

c) $CH_3—CH_2—CH_2—CH{=}CH—CH(CH_2—CH_3)—CH_3$

Solución

a) **3,5-Dimetiloct-4-eno** → Cuando el doble enlace está a la misma distancia de ambos extremos, se numera para que los sustituyentes tomen los menores localizadores.

$$\overset{8}{CH_3}—\overset{7}{CH_2}—\overset{6}{CH_2}—\overset{5}{C}(CH_3){=}\overset{4}{CH}—\overset{3}{CH}(CH_3)—\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{CH_3}$$

b) **6-Metil-3-propil-1,3,5-heptatrieno** → En caso de tener varios dobles enlaces se toma como cadena principal la que contiene el mayor número de dobles enlaces (aunque no sea la más larga) y se debe agregar la terminación adecuada: –dieno o –trieno.

$$\overset{7}{CH_3}—\overset{6}{C}(CH_3){=}\overset{5}{CH}—\overset{4}{CH}{=}\overset{3}{C}(CH_2—CH_2—CH_3)—\overset{2}{CH}{=}\overset{1}{CH_2}$$

c) **3-Metil-4-octeno**.

$$\overset{8}{CH_3}—\overset{7}{CH_2}—\overset{6}{CH_2}—\overset{5}{CH}{=}\overset{4}{CH}—\overset{3}{CH}(\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{CH_3})—CH_3$$

Propiedades

Los alquenos presentan las siguientes propiedades:

— Los alquenos de hasta cuatro átomos de carbono son gases en condiciones normales. Hasta aproximadamente los de 16 átomos de carbono son líquidos, y a partir de ahí, son todos sólidos.

— Sus propiedades físicas son muy parecidas a las de los alcanos:

- Son poco polares.
- Son insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos.
- Presentan valores de densidad ligeramente inferiores a los de los alcanos.
- Los puntos de ebullición y fusión son ligeramente superiores a los de los alcanos.

— Son muy reactivos.

Reactividad

A diferencia de los alcanos, los alquenos presentan una elevada reactividad. Se debe a la existencia del enlace π que constituye el doble enlace, puesto que éste es más débil que un enlace σ, y por tanto, es más susceptible de ser atacado por otras especies.

Las reacciones propias y más características de los alquenos son las siguientes:

— Reacciones de adición.

— Reacciones de oxidación.

— Reacciones de combustión.

Reacciones de adición

Las reacciones de adición al doble enlace generalmente transcurren con la adición de un átomo o grupo de átomos a cada uno de los carbonos que constituyen el doble enlace, y la consiguiente conversión de doble enlace a sencillo.

Estas reacciones pueden ser reacciones de hidrogenación, de halogenación, de adición de halogenuros de hidrógeno, de adición de agua o incluso de algún ácido, como puede ser el ácido hipocloroso.

— **Reacciones de hidrogenación**. Se incorpora un átomo de hidrógeno a cada átomo de carbono del doble enlace (Figura 18).

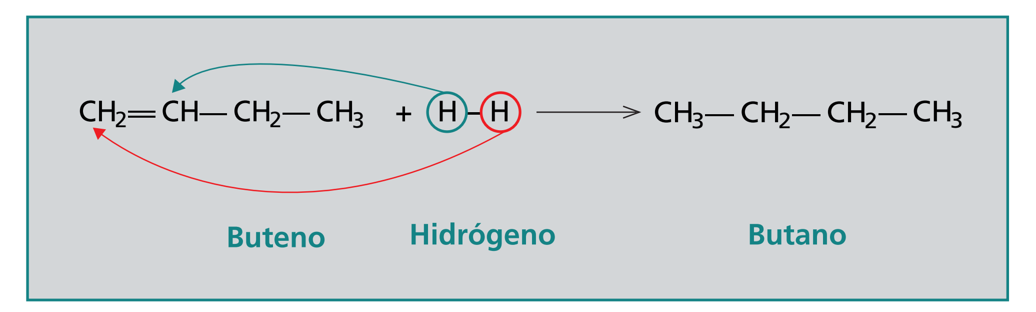


Figura 18. Reacción de hidrogenación de la molécula de buteno.

— **Reacciones de halogenación**. Se produce la incorporación de un átomo de halógeno a cada carbono del doble enlace (Figura 19).

$$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 + Br{-}Br \longrightarrow \underset{\displaystyle Br}{CH_2}{-}\underset{\displaystyle Br}{CH}{-}CH_2{-}CH_3$$

Buteno | Bromo | 1,2-Dibromobutano

Figura 19. Reacción de halogenación (adición de Br) de la molécula de butano.

— **Reacciones de adición de los halogenuros de ácido**. Cada uno de los átomos que forman el halogenuro se une a uno de los carbonos de la instauración.

Teóricamente, cuando un doble enlace sufre una adición de un compuesto formado por átomos de diferente electronegatividad, según la **regla de Markovnicov**, el elemento más electronegativo se adiciona al carbono menos hidrogenado. Pero, dependiendo de las condiciones de reacción, es posible la formación de dos compuestos, en función de la posición en la que se unan los átomos de H y de halógeno del reactivo (Figura 20).

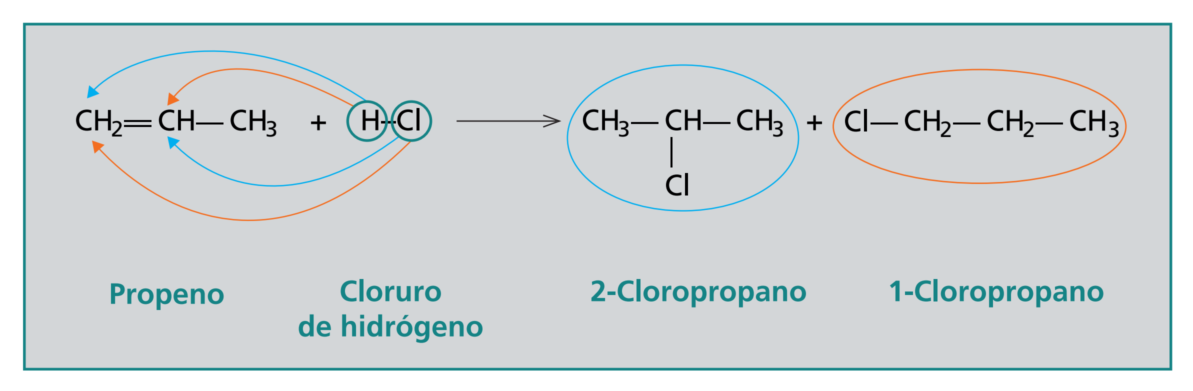


Figura 20. Reacción de adición de cloruro de hidrógeno a la molécula de propeno. Según Markovnicov, se formará el 2-cloropropano.

— **Reacciones de adición de agua.** La adición de una molécula de agua al doble enlace, origina la formación de alcoholes, siendo necesaria la presencia de un catalizador ácido. Al igual que en la reacción de adición de los halogenuros de ácido, dependiendo del átomo de carbono al que se une el grupo –OH en el nuevo compuesto, se pueden formar dos moléculas (Figura 21)

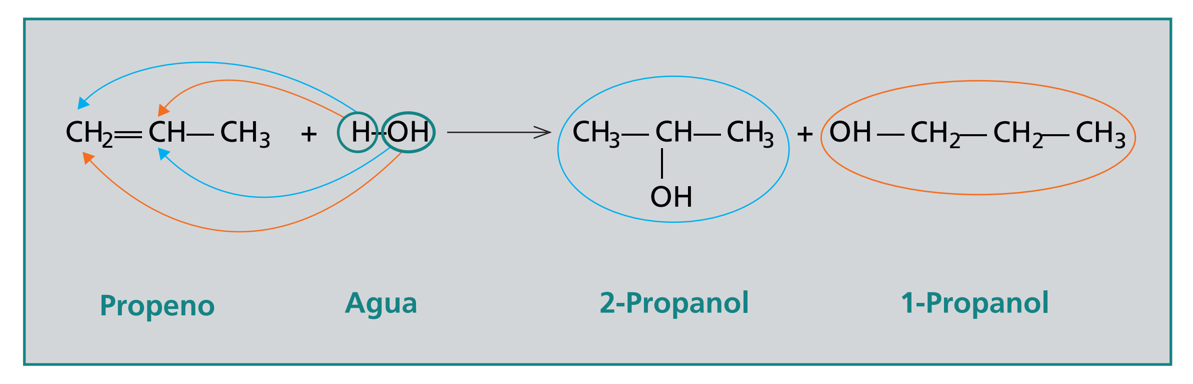


Figura 21. Reacción de adición de una molécula de agua, en medio ácido, de la molécula de propeno, en la que se originan dos compuestos, isómeros de posición.

Reacciones de oxidación

Los alquenos reaccionan con compuestos oxidantes fuertes, como el permanganato potásico ($KMnO_4$), o el dicromato potásico ($K_2Cr_2O_7$). En condiciones de reacción suaves, es decir, en frío y empleando el oxidante diluido, se obtiene como producto de reacción un diol (compuesto con dos grupos alcohol) (Figura 22). Realmente se produce la ruptura del doble enlace y la adición de un grupo hidroxilo a cada uno de los carbonos de la instauración.

$$CH_3-CH=CH-CH_3 \xrightarrow{KMnO_4\ \text{diluido}} CH_3-\underset{\large OH}{\underset{|}{CH}}-\underset{\large OH}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

2-Buteno **2,3-Butanodiol**

Figura 22. Reacción de oxidación de la molécula de 2-buteno, con la formación de un compuesto con dos grupos hidroxilo –OH, un diol.

En cambio, si las condiciones de la reacción son enérgicas, es decir, elevada temperatura y concentración del oxidante, se produce la ruptura de la molécula por el doble enlace y se forman dos moléculas de ácidos caboxílicos (Figura 23).

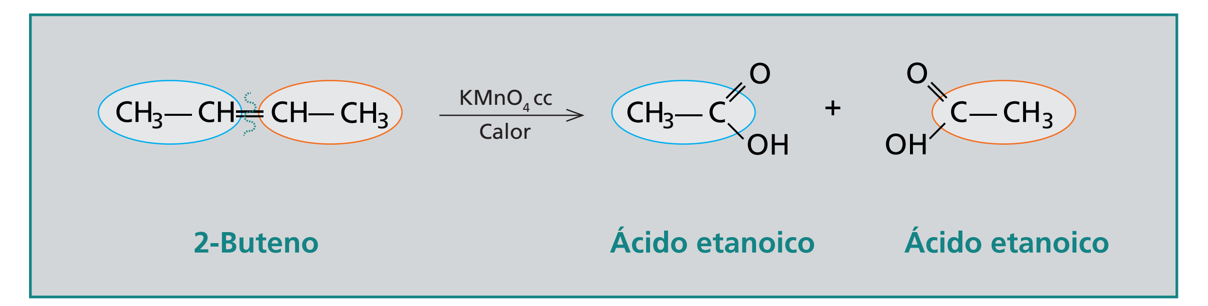


Figura 23. Reacción de oxidación de la molécula de 2-buteno, que en condiciones enérgicas, produce la ruptura de la molécula y origina dos ácidos carboxílicos.

Reacciones de combustión

Al igual que los alcanos, los alquenos sufren reacciones de combustión, es decir, se queman, en presencia de oxígeno, para formar dióxido de carbono y agua, con un gran desprendimiento de calor (Figura 24).

$$CH_2=CH_2 + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O + \text{Calor}$$

Eteno **Dióxido de carbono** **Agua**

Figura 24. Reacción de combustión del eteno.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Completar las siguientes reacciones. Representar y nombrar los compuestos A y B, sabiendo que:

a) **A** + $H_2O \rightarrow$ 2-Butanol

b) Propeno + $Br_2 \rightarrow$ **B**

Solución

a) $CH_3–CH=CH-CH_3$ (**2-Buteno, A**) + $H_2O \rightarrow CH_3–CHOH–CH_2–CH_3$ 2-Butanol.

b) $CH_3–CH=CH_2$ (Propeno) + $Br_2 \rightarrow CH_3–CHBr–CH_2Br$ **1,2-Dibromopropano: B.**

Ejercicio 2

Indicar un método razonado de preparación de:

a) 2-Cloro-3,3-dimetilbutano.

b) Cloroetilo.

c) 2-Butanona.

Solución

a) $(CH_3)_3C–CH=CH_2$ (**3,3-Dimetilbut-1-eno**) + HCl $\rightarrow (CH_3)_3C–CHCl–CH_3$.
2-Cloro-3,3-dimetilbutano

En la reacción de adición de HX a alquenos asimétricos, el H^+ del HX se une al carbono del doble enlace que esté sustituido por el mayor número de hidrógenos (*regla de Markovnikov*).

b) $CH_2=CH_2$ + HCl $\rightarrow CH_3–CH_2–Cl$
Cloroetilo

c) $CH_3–CH_2–CH=CH_2$ (**1-Buteno**) + $O_2 \rightarrow CH_3–CH_2–CO–CH_3$
2-Butanona

Reacción de oxidación de un alqueno con ruptura del doble enlace dando lugar a una cetona.

Ejercicio 3

Identificar los hidrocarburos etilénicos A y B, sabiendo que experimentan las reacciones siguientes:

a) **A** por oxidación origina ácido acético (ácido metilencarboxílico) y dióxido de carbono (CO_2).

b) **B** por oxidación da lugar a ácido acético (CH_3-COOH) y butanona.

Razone su respuesta.

Solución

a) **A = Propeno: $CH_3–CH=CH_2$**

$$CH_3–CH=CH_2 + 5/2\ O_2 \rightarrow CH_3–COOH + CO_2 + H_2O$$

b) **B = 3-Metil-2-penteno: $CH_3–CH_2–C(CH_3)=CH–CH_3$**

$$CH_3–CH_2–C(CH_3)=CH–CH_3 + 3/2\ O_2 \rightarrow CH_3–COOH + CH_3–CO–CH_2–CH_3$$

3.2. Alquinos

Los alquinos o **hidrocarburos acetilénicos** son hidrocarburos no saturados que contienen, al menos, un triple enlace. El primer compuesto de la serie se denomina **acetileno**, de ahí que a la serie homóloga de los alquinos se le denomine **serie del acetileno**.

Características

Las características más importantes de los alquinos son las siguientes:

— Su fórmula general es $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$, cuando poseen sólo un triple enlace, siendo n el número de átomos de carbono, y tomando un valor mayor o igual a 2.

— Los enlaces sencillos carbono-carbono y carbono-hidrógeno son enlaces covalentes tipo σ, mientras que en los triples enlaces carbono-carbono, uno de ellos es tipo σ, y los otros dos son enlaces π.

— Los carbonos del triple enlace presentan hibridación *sp,* y permanecen con dos orbitales *p* sin hibridar. Así, el triple enlace entre dos átomos de carbono se origina por la formación de un enlace σ mediante el solapamiento de sus orbitales *sp* (enlace sencillo), y dos enlaces π por solapamiento lateral de sus orbitales *p* sin hibridar (doble y triple enlace).

— La hibridación *sp* origina una disposición geométrica lineal de los átomos unidos por el triple enlace y de los átomos o grupos de átomos inmediatamente unidos a ellos, con lo que no existe la posibilidad de isómeros geométricos.

Nomenclatura

Se nombran cambiando la terminación ***–ano*** del hidrocarburo saturado correspondiente por la terminación ***–ino***. Los primeros términos de la serie de los alquinos son:

— Etino o acetileno → $CH{\equiv}CH$

— Propino → $CH{\equiv}C–CH_3$

— 1-butino → $CH{\equiv}C–CH_2–CH_3$

— 2-butino → $CH_3–C{\equiv}C–CH_3$

La nomenclatura de los alquinos es equivalente a la de los alquenos. Conviene resaltar las pautas a seguir cuando existen dobles y triples enlaces en un mismo compuesto:

— La IUPAC, tal y como se ha visto en la Tabla 2 del tema anterior, da preferencia a los dobles enlaces frente a los triples, por ello son los dobles enlaces los que dan el nombre al compuesto. Por ello, un hidrocarburo que contenga dobles y triples enlaces se denomina *alquenino*.

— La posición de los triples enlaces se identifica con su localizador correspondiente y se nombra al final:

$$\overset{7}{CH}\equiv\overset{6}{C}-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{C}\equiv\overset{3}{C}-\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$$

1-hepten,3-6-diino

— La cadena principal será la cadena más larga que contenga todos los enlaces múltiples, ya sean dobles o triples, o en su caso, el mayor número de ellos. La numeración de la cadena se comienza de forma que se dé los números más bajos a los dobles y triples enlaces. Si es posible elegir la forma de numerar, a los dobles enlaces se les asigna los números más bajos.

$$CH_3-CH_2-CH_2-\overset{2}{C}(=\overset{1}{CH_2})-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{C}\equiv\overset{5}{CH}$$

2-propil-1-penten-4-ino

— La numeración de la cadena se inicia de tal forma que los números localizadores de las instauraciones sean lo más bajos posibles. Siempre teniendo en cuenta que tienen preferencia los dobles enlaces. Así, en este ejemplo:

$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{C}\equiv\overset{4}{CH}$ la molécula se nombra 1-buten-3-ino, y no 3-buten-1-ino.

— Cuando los números localizadores son iguales por los dos extremos de la cadena, la posición de los radicales (número más bajo) indicará la numeración de la misma:

$$\underset{1}{\overset{9}{CH_2}}=\underset{2}{\overset{8}{CH}}-\underset{3}{\overset{7}{C}}\equiv\underset{4}{\overset{6}{C}}-\underset{5}{\overset{5}{CH_2}}-\underset{6}{\overset{4}{C}}\equiv\underset{7}{\overset{3}{C}}-\underset{8}{\overset{2}{C}}(CH_3)=\underset{9}{\overset{1}{CH_2}}$$

2-metil-1,8-nonadien-3,6-diino

— Los radicales con un doble enlace se nombran con la terminación *–enilo* **o** *–enil* y los que tienen un triple enlace con la terminación *–inilo o -inil*, indicando la posición de la instauración con su correspondiente número localizador, empezando a contar desde el carbono que va unido a la cadena principal:

$$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH}=\overset{4}{CH}-\overset{5}{CH}(\overset{1}{CH}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_3})-\overset{6}{CH}=\overset{7}{CH}-\overset{8}{CH_2}-\overset{9}{C}\equiv\overset{10}{CH}$$

5-(1-propenil)-1,3,6-decatrien-9-ino

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Representar los siguientes compuestos:

a) 7,7-Dimetil-3-propil-1,5-nonadiino.

b) 6,9-Dietil-3-metil-1,4,7-undecatriino.

c) 5-Etil-10-metil-1,3,6,8-dodecatetraiino.

d) 3-Etil-1,5-octadiino.

Solución

a) 7,7-dimetil-3-propil-1,5-nonadiino

$$CH\equiv C-\underset{\displaystyle CH_2-CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-C\equiv C-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}}}-CH_2-CH_3$$

b) 6,9-dietil-3-metil-1,4,7-undecatriino

$$CH\equiv C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

c) 5-etil-10-metil-1,3,6,8-dodecatetraiino

$$CH\equiv C-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\equiv C-C\equiv C-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

d) 3-etil-1,5-octadiino

$$CH\equiv C-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-C\equiv C-CH_2-CH_3$$

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $$CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH=CH-C\equiv CH$$

b) $$CH_2=CH-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-C\equiv CH$$

c) $$CH_3-C\equiv C-CH=CH-CH=CH-CH_2-CH_3$$

Solución

Si el compuesto contiene enlaces dobles y triples la cadena principal será la que contenga el mayor número de ellos. El compuesto se nombra como -*enino*. La cadena principal se numera de manera que los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace. En caso de opción, la numeración del doble enlace tiene preferencia sobre el triple enlace. Teniendo en cuenta estas consideraciones:

a) **5-Metil-3-hepten-1-ino** → La cadena principal se numera de manera que los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace.

$$\overset{7}{CH_3}-\overset{6}{CH_2}-\overset{5}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}}-\overset{4}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{2}{C}\equiv\overset{1}{CH}$$

b) **3-Metil-1-penten-4-ino** → En caso de opción, la numeración del doble enlace tiene preferencia sobre el triple enlace.

$$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}}-\overset{4}{C}\equiv\overset{5}{CH}$$

c) **4,6-Nonadien-2-ino** → La cadena principal se numera de manera que los localizadores de los enlaces dobles y triples sean los más bajos posibles, aunque sea más bajo el localizador del triple enlace.

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{C}\equiv\overset{3}{C}-\overset{4}{CH}=\overset{5}{CH}-\overset{6}{CH}=\overset{7}{CH}-\overset{8}{CH_2}-\overset{9}{CH_3}$$

Ejercicio 3

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3-C\equiv C-\underset{\underset{\underset{\underset{CH_2}{\|}}{CH}}{|}}{CH}-CH_2-CH=CH_2$

b) $CH_2=CH-\underset{\underset{\underset{\underset{CH}{|||}}{C}}{|}}{CH}-CH=CH-CH=CH_2$

c) $CH_2=\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}-C\equiv C-CH_2-CH=CH-CH=CH_2$

Solución

a) **4-Vinil-1-hepten-5-ino**. Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones la cadena principal es la que contiene el mayor número de átomos de carbono.

$$\overset{7}{CH_3}-\overset{6}{C}\equiv\overset{5}{C}-\overset{4}{CH}(-CH=CH_2)-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$$

b) **5-Etinil-1,3,6-heptatrieno**. Si hay dos o más cadenas con igual número de insaturaciones e igual número de átomos de carbono la cadena principal es la que contiene el mayor número de enlaces dobles.

$$\overset{7}{CH_2}=\overset{6}{CH}-\overset{5}{CH}(-C\equiv CH)-\overset{4}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$$

c) **8-Metil-1,3,8-nonatrien-6-ino.**

$$\overset{9}{CH_2}=\overset{8}{C}(-CH_3)-\overset{7}{C}\equiv\overset{6}{C}-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{2}{CH}=\overset{1}{CH_2}$$

Propiedades

Los alquinos presentan propiedades muy similares a las de los alquenos.

— Los compuestos de bajo peso molecular, que contienen hasta cuatro átomos de carbono, son gases en condiciones normales, al igual que los alquenos. Los siguientes, hasta aproximadamente los compuestos con 14 átomos de carbono son líquidos, y a partir de ahí, son todos sólidos.

— Sus propiedades físicas más relevantes se resumen a continuación:

- Son poco polares.
- Son insolubles en agua y solubles en disolventes orgánicos.
- Presentan valores de densidad similares a las de los alquenos.
- Los puntos de ebullición y fusión son ligeramente superiores a los de los alquenos.

— Son muy reactivos.

Reactividad

Al igual que los alquenos, los alquinos presentan una gran reactividad, debido a los enlaces π de sus moléculas. Las reacciones más características de los alquinos son:

— Reacciones de adición.

— Reacciones de formación de sales.

Reacciones de adición

Las reacciones de adición al triple enlace son similares a las reacciones de adición al doble enlace ya estudiadas, y pueden ser reacciones de hidrogenación, de halogenación, de adición de halogenuros de hidrógeno, de agua, de monóxido de carbono, o de un alcohol.

— **Reacciones de hidrogenación.** La adición de hidrógeno al triple enlace necesita ser catalizada. Así, en presencia de Pt, Ni o Pd, se pueden adicionar dos mol de hidrógeno en dos reacciones. En la primera adición se forma un alqueno y en la segunda adición un alcano (Figura 25).

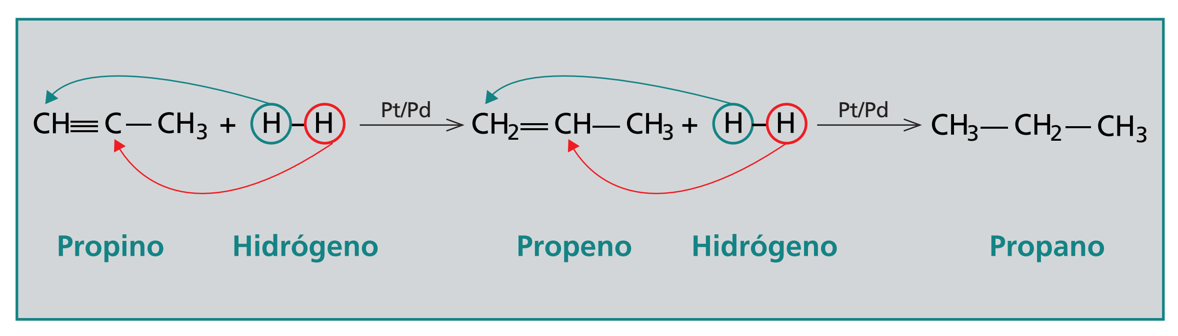


Figura 25. Reacción de hidrogenación del propino, catalizada por una mezcla Pt/Pd.

— **Reacciones de halogenación.** Son análogas a las de los alcanos, pudiéndose adicionar dos mol del halógeno y obtener el hidrocarburo saturado correspondiente. (Figura 26).

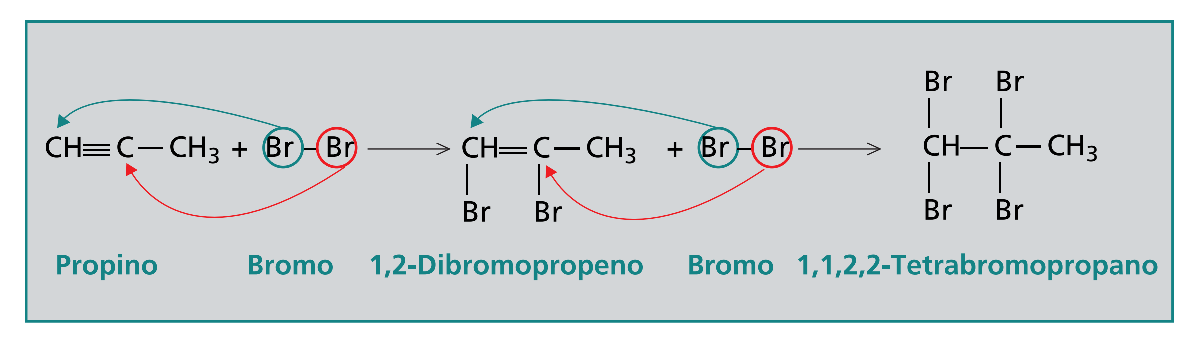


Figura 26. Reacción de halogenación (adición de bromo) de la molécula de propino. Como resultado final de la reacción se obtiene un hidrocarburo saturado.

— **Reacciones de adición de halogenuros de hidrógeno.** La adición de un halogenuro de hidrógeno al triple enlace sigue la regla de Markovnicov, y es posible la formación del hidrocarburo saturado mediante la adición de dos moles de halogenuro (Figura 27, página siguiente).

— **Reacciones de adición de H_2O.** La reacción de adición de una molécula de agua al triple enlace requiere la presencia de un ácido o una sal de mercurio,

que actuará de catalizador de dicha reacción. A partir del acetileno se obtiene acetaldehído (Figura 28), y a partir de acetilenos sustituidos, se obtienen cetonas en lugar de aldehídos (Figura 29). Este tipo de reacciones es muy importante para la industria, puesto que pueden obtenerse fácilmente compuestos de gran interés.

$$CH\equiv C-CH_3 + H-Cl \longrightarrow CH_2=C(Cl)-CH_3 + H-Cl \longrightarrow CH_3-CCl_2-CH_3$$

Propino — Cloruro de hidrógeno — 2-Cloro-1-propeno — Cloruro de hidrógeno — 2,2-Dicloropropano

Figura 27. Reacción de adición de cloruro de hidrógeno a la molécula de propino.

$$CH\equiv CH + H-OH \xrightarrow[HgSO_4]{H_2SO_4} H_2C=CH-O-H \longrightarrow CH_3-CHO$$

Acetileno — Agua — Intermedio de reacción — Acetaldehído

Figura 28. Adición de agua a la molécula de acetileno. Se obtiene acetaldehído, a partir del cual se puede sintetizar ácido acético.

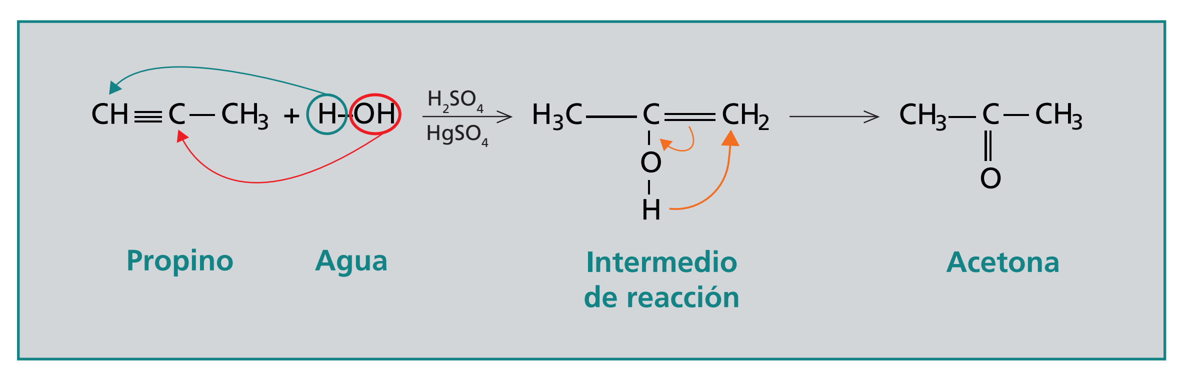


Figura 29. Adición de agua a la molécula de propino. El grupo –OH, más electronegativo, ataca al carbono menos sustituido (regla de Markovnicov). Se obtiene como producto final de reacción una cetona, en este caso, acetona.

— **Reacciones de adición de un alcohol.** Mediante la adición de alcoholes al triple enlace se forman éteres con un doble enlace, denominados éteres vinílicos (Figura 30). Estos compuestos son muy importantes, puesto que a partir de ellos, por polimerización, se pueden sintetizar los plásticos de polivinilo.

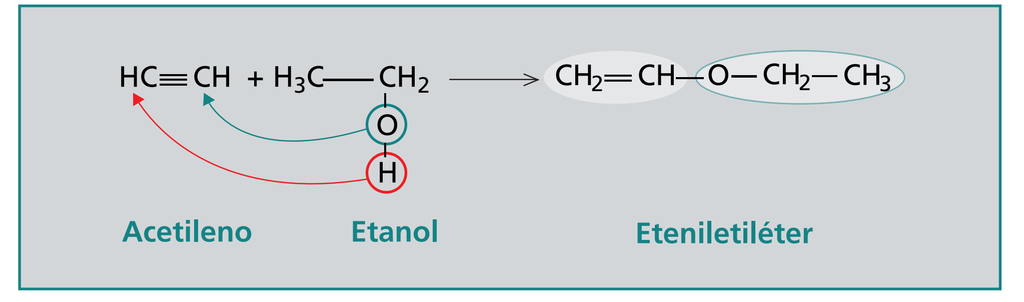


Figura 30. Adición de un alcohol (etanol), a la molécula de acetileno. El átomo de hidrógeno del grupo –OH se adiciona a uno de los carbonos del triple enlace, mientras que el resto del alcohol se une al otro carbono.

Reacciones de formación de sales

Los 1-alquinos poseen un cierto carácter ácido, lo que hace que puedan reaccionar con bases fuertes, para formar sales. Así, al reaccionar con cloruro de cobre (I) o nitrato de plata, pueden formar precipitados insolubles de alquiluros de cobre o plata, respectivamente (Figura 31).

$HC \equiv CH + 2\,Cu^{+} \longrightarrow CuC \equiv CCu + H_2$

Acetileno → **Acetiluro de cobre**

$HC \equiv CH + Ag(NH_3)_2^{+} \longrightarrow HC \equiv C - Ag + NH_2 + NH_4^{+}$

Acetileno → **Acetiluro de plata**

Figura 31. Reacciones del acetileno con compuestos de fuerte carácter ácido, en las que se forman precipitados de acetiluros del metal que contiene la base.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Completar las siguientes reacciones y nombrar los productos obtenidos:

a) 3-Hexino + HCl $\rightarrow$

b) 1-Butino + Br_2 $\rightarrow$

c) 2-Pentino + H_2 $\rightarrow$

d) 1-Hexino + H_2O $\rightarrow$

e) 1-Propino + etanol $\rightarrow$

Solución

Son todas **reacciones de adición** al triple enlace:

a) $CH_3–CH_2–C \equiv C–CH_2–CH_3 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–CCl{=}CH–CH_2–CH_3$
3-Cloro-3-hexeno

b) $CH_3–CH_2–C{\equiv}CH + Br_2 \rightarrow CH_3–CH_2–CBr{=}CHBr$ **1,2-Dibromo-1-buteno**

El bromo y el cloro se adicionan al triple enlace exactamente igual como lo hacen con los alquenos.

c) $CH_3–C{\equiv}C–CH_2–CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3–CH{=}CH–CH_2–CH_3$ **2-Penteno**

d) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–C{\equiv}CH + H_2O \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COH{=}CH_2$ **1-Penten-2-ol**

e) $CH_3–C{\equiv}CH + CH_2–CH_2OH \rightarrow CH_3–CH_2–O–CH{=}CH–CH_3$ **Etil 1-propinil éter**

Ejercicio 2

Identificar, dando sus nombres y fórmulas:

a) El compuesto C_4H_6 (**A**) que se oxida formando dos mol de $C_2H_4O_2$ (**B**).

b) El compuesto $C_3H_6Br_2$ (**C**) formado por adición de HBr al C_3H_4 (**D**).

c) El compuesto **E**: $C_3H_6Br_2$, formado por adición de HBr al C_3H_4.

Solución

a) El compuesto (A) C_4H_6 es un butino que por oxidación tiene que dar 2 moléculas iguales de **ácido etanoico, $C_2H_4O_2$ (B)**, por lo que ha de tener el triple enlace en la mitad de la cadena, es decir, es el **2-butino (A).**

$$CH_3–C{\equiv}C–CH_3 \rightarrow CH_3–COOH + CH_3–COOH$$

b) El compuesto C_3H_4 **(D)** tiene que ser el **1-propino** que por adición de HBr da el compuesto $C_3H_6Br_2$ (**C**) 2,2-dibromopropano:

$CH_3–C{\equiv}CH + HBr \rightarrow CH_3–CBr_2–CH_3$ **2,2-dibromopropano (C)**

c) El compuesto **E**, $C_3H_6Br_2$, formado por adición de HBr al C_3H_4:

$CH_3–C{\equiv}CH$ (Propino) $+ 2\ HBr \rightarrow CH_3–CBr_2–CH_3$ **2,2-dibromopropano (E)**

3.3. Cicloalquenos y cicloalquinos

Los cicloalquenos y cicloalquinos son los alcanos de cadena cerrada, o alicíclicos, que poseen instauraciones, es decir, dobles o triples enlaces, respectivamente.

Características

Las características de estos dos grupos de compuestos son las siguientes:

— Los cicloalquenos, cuando poseen una única instauración, responden a la fórmula general $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$, siendo n el número de átomos de carbono.

— De igual forma, la fórmula general de los cicloalquinos es $\mathbf{C_nH_{2n-4}}$, cuando existe únicamente un triple enlace.

— Al igual que en los hidrocarburos de cadena abierta, los enlaces sencillos carbono-carbono y carbono-hidrógeno son enlaces covalentes tipo σ, mientras

que en los dobles y triples enlaces entre los átomos de carbono, uno de ellos es σ, y los otros son enlaces π.

— La hibridación de los átomos de carbono, en cada caso, es exactamente igual que la que sufren en los hidrocarburos acíclicos.

Nomenclatura

Los cicloalquenos y cicloalquinos se nombran de la misma forma que los alquenos y los alquinos con el mismo número de átomos de carbono, respectivamente, anteponiendo al nombre del compuesto el prefijo ***ciclo–*** (al igual que los cicloalcanos). Ejemplos de los primeros compuestos de la serie de los cicloalquenos se muestran en la Figura 32.

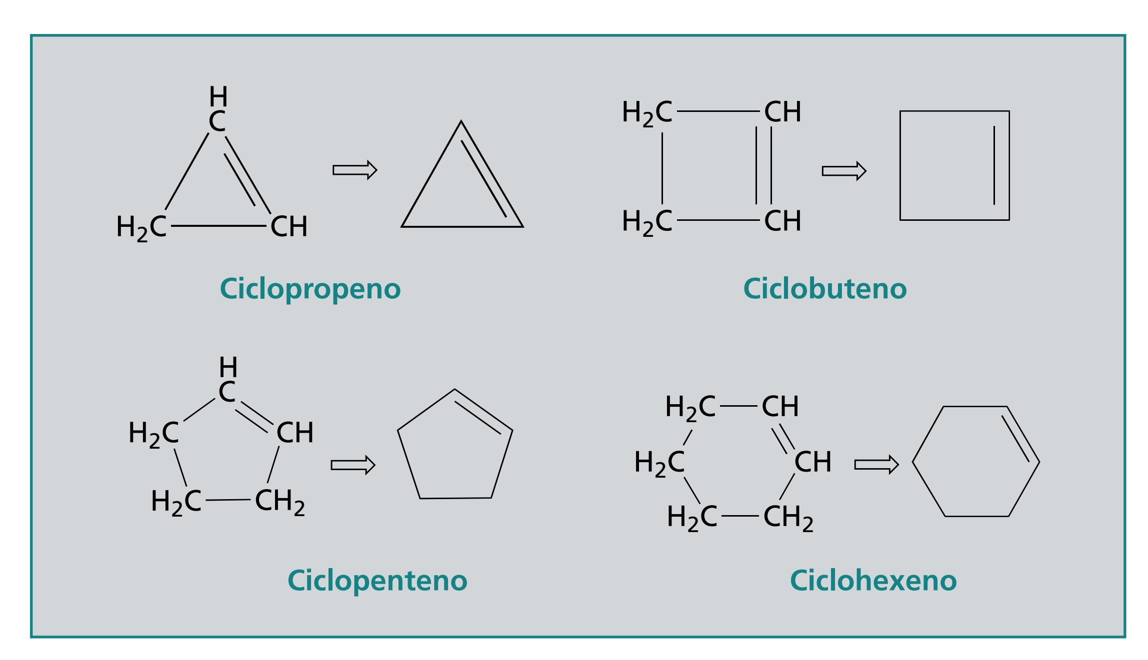
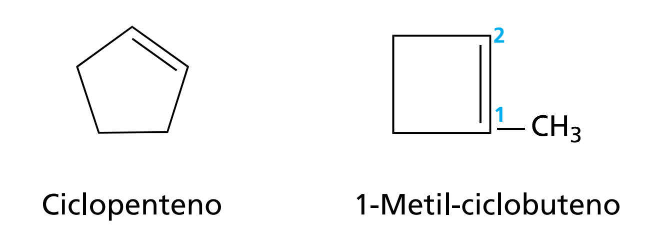


Figura 32. Primeros clicloalquenos de la serie y su representación esquematizada.

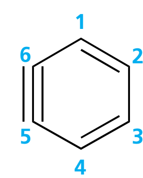
Además, para la correcta nomenclatura de cicloalquenos y cicloalquinos hemos de tener en cuenta las siguientes consideraciones:

— El ciclo se numera de tal forma que los carbonos de la instauración reciben el número 1 y 2. En el caso de que haya sustituyentes, a éstos se les asignan lo números más bajos posibles. Cuando sólo hay un doble enlace, no es necesario especificar su posición, puesto que se entiende que está en el carbono 1.



— Cuando existen más de una instauración, el ciclo se numera de forma que a éstas se les asignen los números localizadores más bajos posibles, prescin-

diendo que sean enlaces dobles o triples. En caso de igualdad, se opta por la numeración que asigne números más bajos a los dobles enlaces:



1,3-ciclohexadien-5-ino

— Si existen sustituyentes, éstos deben tener los números más bajos posibles. Así, para la siguiente molécula existen dos posibilidades:



2-metil-1,3-ciclopentadieno   3-Metil-1,3-ciclopentadieno

La opción A es la correcta, puesto que al grupo metil se le ha asignado el número más bajo.

— Si el ciclo contiene cadenas laterales, al igual que ocurría con los cicloalcanos, el compuesto generalmente se nombra considerando el ciclo como si de un radical se tratara:

6 5 4 3 2 1
CH_3— CH— CH═C— CH—CH_3
CH_3

3-2´-ciclopentenil-5-2´-ciclopropenil-2-metil-3-hexeno

En la posición 3 hay un ciclopropeno, puesto que se va a nombrar como un radical, se nombra se sustituye la terminación –eno por –ilo o il, y se indica la posición del doble enlace comenzando a numerar el ciclo por el carbono al que está unido a la cadena principal. Al número localizador de este doble enlace se le añade un apóstrofe, ´, para no confundir con la numeración de la cadena principal. En la posición 5, se da el mismo caso, pero con un ciclopropeno.

Propiedades

Los cicloalquenos y ciclalquinos tienen propiedades análogas a las de los cicloalcanos. Sin embargo:

— Sus temperaturas de fusión son inferiores a las de los cicloalcanos con igual número de átomos de carbono, dado que la rigidez de los dobles y triples enlaces impide un empaquetamiento compacto.

— La presencia del doble enlace en los cicloalquenos hace que los primeros ciclos estables sean el ciclopenteno y el ciclohexeno.

— En los cicloalquinos, el triple enlace origina una gran tensión en el anillo aún mayor que en los cicloalquenos, con lo que son muy inestables. De hecho, el anillo de ocho átomos de carbono, el ciclooctino, es el primer compuesto de la serie que puede considerarse estable.

Reactividad

Los cicloalquenos y cicloalquenos dan generalmente reacciones de adición, al doble o triple enlace, respectivamente. Son reacciones similares a las ya estudiadas para los correspondientes alquenos y alquinos. Como ejemplo, en la Figura 33 se muestra la reacción de adición de hidrógeno a la molécula de ciclohexeno.

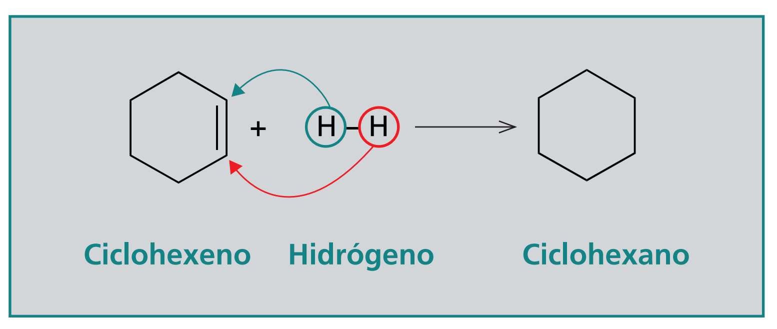
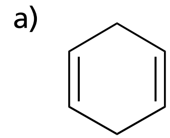


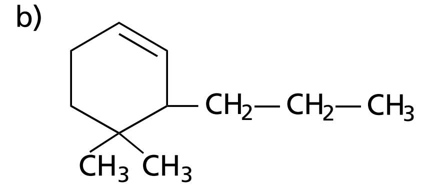
Figura 33. Reacción de adición de una molécula de hidrógeno al doble enlace del ciclohexeno. La reacción se da sin ruptura de anillo, dando lugar al ciclohexano. Condiciones más enérgicas pueden abrir el anillo, y formar el correspondiente hidrocarburo lineal.

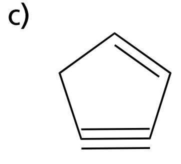
Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

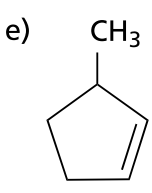
Nombrar los siguientes compuestos:

a) 

b) 

c) 

d) $CH_3—CH—CH_3$



e) CH_3

Solución

a) **1,4-Ciclohexadieno** → Se nombran anteponiendo al nombre del compuesto el prefijo *ciclo-* y la terminación -eno. El ciclo se numera de tal forma que los carbonos de la instauración reciben el número 1 y 2.

b) **4,4-Dimetil-3-propilciclohexeno** → Si existen sustituyentes, éstos deben tener los números más bajos posibles.

c) **1-Ciclopenten-3-ino** → Cuando existen más de una instauración, el ciclo se numera de forma que a éstas se les asignen los números localizadores más bajos posibles, prescindiendo que sean enlaces dobles o triples. En caso de igualdad, se opta por la numeración que asigne números más bajos a los dobles enlaces.

d) **5-Isopropil-1-metil-1,3-ciclohexadieno.**

e) **3-Metilciclopenteno.**

Ejercicio 2

Representar los siguientes compuestos:

a) 5-Etil-1-metil-1,3-ciclohexadieno.

b) 3-Etil-1-metil-1-ciclopenteno.

c) 3-Butil-1-etenil-1,3,5-ciclooctatrieno.

d) 1,3,5-Ciclooctatrieno.

e) 2-(1-Ciclopentenil)-2-penteno.

f) 4-Isopropenil-1-metilciclohexeno.

Solución

a) $CH_2—CH_3$; CH_3

b) CH_3 ; $CH_3—H_2C$

c) $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$; $CH═CH_2$

d)

e) $CH—CH_2—CH_3$; C ; CH_3

f) CH_3 ; $CH_3—C═CH_2$

Ejercicio 3

Completar las siguientes reacciones:

a) 1-Metilciclohexeno + HBr →

b) 1-Metilciclohexeno + O_3 →

Solución

Los cicloalquenos se comportan químicamente como los alquenos lineales.

a) 1-metilciclohexeno (CH_3 sobre el carbono del doble enlace) + HBr → 1-bromo-1-metilciclohexano (Br y CH_3 sobre el mismo carbono)

b) 1-metilciclohexeno (CH_3 sobre el carbono del doble enlace) —ozonolisis→ producto de cadena abierta con CH_3–C=O y C=O–H en los extremos

4. HIDROCARBUROS AROMÁTICOS. BENCENO. CONCEPTO DE AROMATICIDAD

Los hidrocarburos aromáticos, también denominados **arenos,** constituyen un grupo de compuestos que poseen propiedades características de especial relevancia, muy diferentes a las propiedades del resto de los hidrocarburos, razón por la que estos compuestos se estudian de forma independiente.

Son compuestos cíclicos, todos ellos derivados del **benceno**, ciclo de seis átomos de carbono, que contiene tres dobles enlaces, alternados con tres enlaces sencillos. Cuando existe tal disposición de los enlaces en la molécula, se dice que ésta posee **dobles enlaces conjugados**.

Los hidrocarburos aromáticos proceden fundamentalmente del **alquitrán de hulla** y el **petróleo**. El alquitrán de hulla se obtiene cuando la hulla se calienta en ausencia de aire, junto con otros productos como son el gas de coquería y el coque, y tras someterlo a determinados procesos de destilación fraccionada y separación química, se recuperan los hidrocarburos aromáticos y otros heterociclos. El petróleo contiene en el propio yacimiento hidrocarburos aromáticos en proporción variable tales como benceno, tolueno, xilenos, naftaleno y antraceno.

Algunos compuestos aromáticos tienen su origen en la naturaleza. Tal es el caso de varios colorantes como el púrpura de Tiro (extraído del molusco *Murex brandaris* o cañailla), el azul índigo (extraído de las plantas del índigo), o el ácido carmínico, colorante de color rojo escarlata que se obtiene de las cochinillas *(Coccus cacti)* (Figura 34).

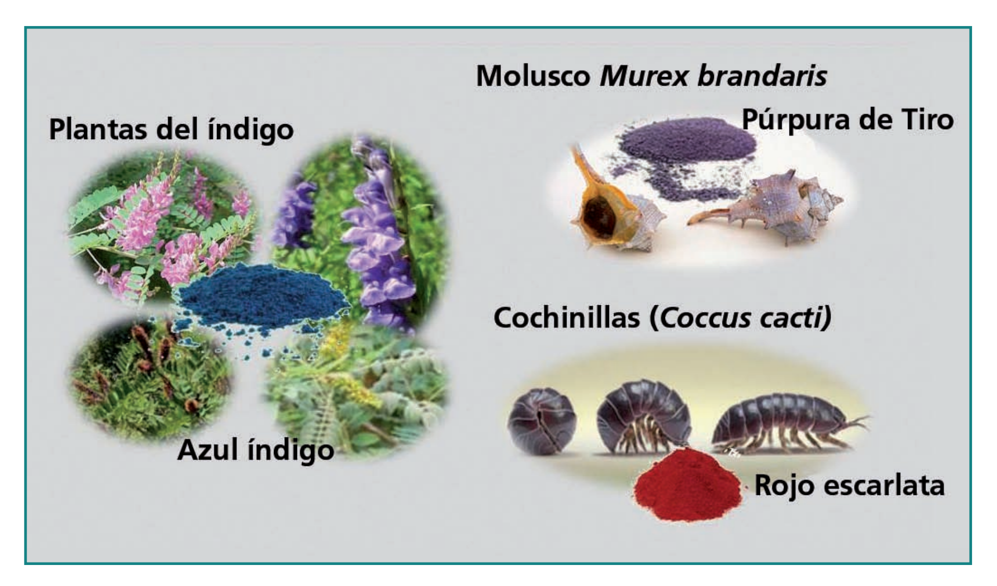


Figura 34. Compuestos aromáticos con propiedades colorantes extraídos de la naturaleza: azul índigo, púrpura de Tiro y rojo escarlata.

Los hidrocarburos aromáticos tienen una gran importancia en la industria química, ya que a partir del benceno se sintetizan multitud de intermedios de reacción que finalmente darán lugar a productos tan importantes para la sociedad actual como son distintos tipos de plásticos, cauchos, colorantes, pinturas, perfumes, fármacos, detergentes, pesticidas, etc.

Además, una gran variedad de compuestos que forman parte del organismo de los seres vivos son compuestos aromáticos. Entre ellos se encuentran algunas bases nitrogenadas que constituyen los ácidos nucleicos, hormonas lipídicas, o algunas vitaminas (A, D, E y K), entre otros.

4.1. Estructura del benceno. Concepto de aromaticidad

El hidrocarburo aromático más sencillo es el benceno, descubierto por Michael Faraday en 1825, de fórmula empírica C_6H_6. Sus investigaciones pusieron de manifiesto la alta estabilidad, y por tanto, la poca reactividad de este compuesto.

El benceno y otros compuestos aromáticos se obtuvieron de extractos de plantas aromáticas, por ello August Kekulé (1829-1896) les denominó hidrocarburos aromáticos (Figura 35), de ahí el concepto de **aromaticidad**.

Años más tarde, Kekulé (1865) propuso para la molécula de benceno una estructura hexagonal cíclica, conteniendo tres dobles enlaces alternados o **conjugados**. Sin embargo, se ha comprobado experimentalmente que las distancias entre los 6 enlaces carbono-carbono son iguales e intermedias entre las de un enlace sencillo y un doble enlace.

La explicación a este hecho la encontramos en la Teoría de los Orbitales, según la cual, los átomos de carbono de la molécula de benceno, sufren hibridación sp^2, y la estructura del anillo la constituyen mediante enlaces σ entre los orbitales híbridos de carbonos consecutivos, formando una estructura hexagonal plana, tal y como se muestra en la Figura 36.

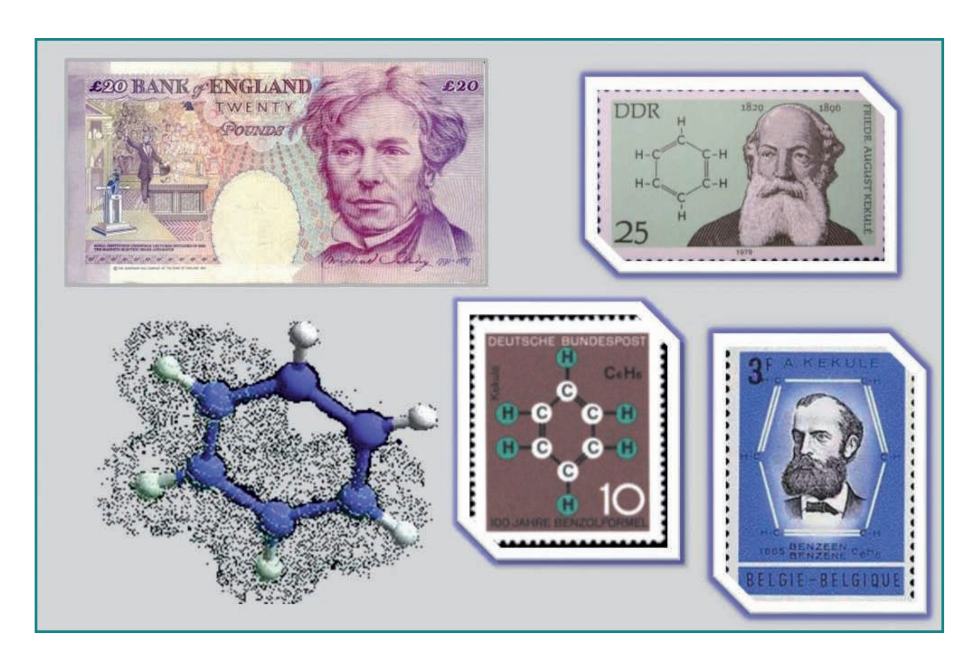


Figura 35. Símbolos en honor al descubrimiento del benceno y su estructura: Faraday en los billetes de 20 libras esterlinas. Sellos emitidos en distintos países (Alemania, Bélgica) en conmemoración del descubrimiento y centenario del benceno y su estructura.

En este tipo de hibridación cada uno de los carbonos posee un orbital *2p* puro, sin hibridar, de forma que el anillo posee 6 orbitales *2p* puros, que se solapan lateralmente entre sí formando un enlace π continuo, *deslocalizado,* por encima y por debajo del plano que contiene el esqueleto carbonado (Figura 36), constituyendo una nube electrónica.

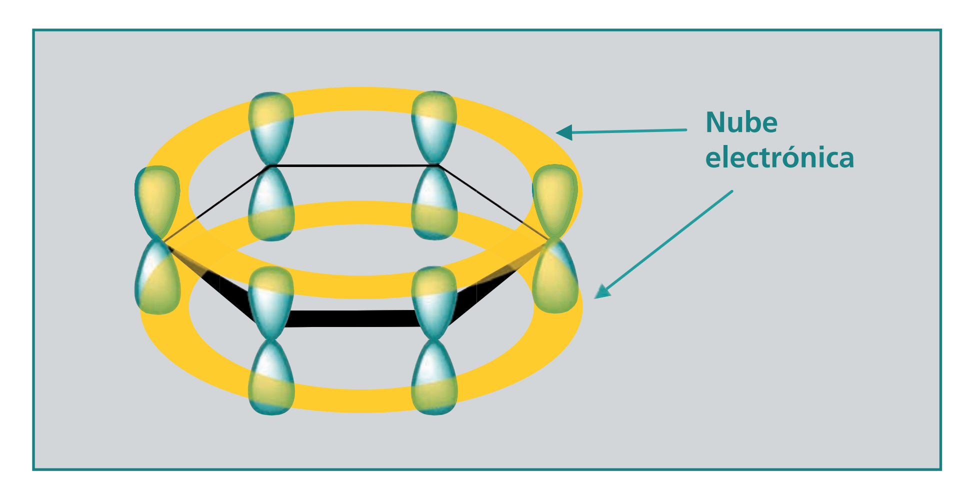


Figura 36. Molécula de benceno. Todos los carbonos del anillo poseen hibridación sp^2 y un orbital tipo *p* sin hibridar perpendicular al anillo, que solapan alrededor del mismo originando una nube electrónica deslocalizada por encima y por debajo del plano de la molécula.

En la actualidad se admite como válida la estructura de Kekulé, que da lugar a las dos representaciones de la Figura 37 (posibles configuraciones de la molécula, debido a las diferentes posibilidades de los electrones de formar los dobles enlaces). Pero la realidad es que ninguna de las dos estructuras por separado representa de forma adecuada la molécula de benceno, en cambio si lo hacen las dos juntas. Podría decirse que la molécula es una mezcla simultánea de todas las estructuras, que contribuyen por igual a la estructura electrónica. Es por ello que se admite que el ben-

ceno no se puede representar mediante una única fórmula, sino por varias, denominadas estructuras resonantes, y generalmente se representa mediante un hexágono regular con un círculo en su interior.

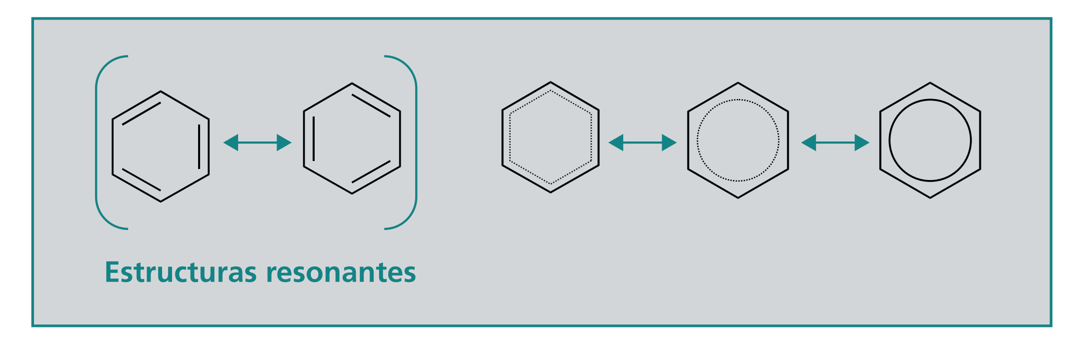


Figura 37. Estructuras resonantes y representación de la molécula de benceno.

Así, la **aromaticidad** se puede definir como una propiedad que poseen los hidrocarburos cíclicos conjugados, mediante la cuál, los electrones de los dobles enlaces, libres de poder circular alrededor de un enlace a otro, sea enlace doble o simple, confieren a la molécula una estabilidad mayor que la conferida si dichos electrones permanecieran fijos en el enlace doble.

Por tanto, hoy día se engloba dentro del término aromático a todos aquellos hidrocarburos insaturados de estructura similar al benceno, que presentan gran estabilidad.

4.2. Tipos de compuestos aromáticos

La condición de aromaticidad de un compuesto viene dada por la estabilidad de la molécula, y está originada por la nube electrónica de los electrones ϖ alrededor del anillo, debido a la existencia de los dobles enlaces conjugados. Teniendo esto en cuenta, se pueden considerar compuestos aromáticos todos aquellos que cumplan las siguientes condiciones:

— Estructura cíclica con dobles enlaces conjugados.

— Los átomos del anillo deben tener un orbital tipo *p* puro, sin hibridar.

— Debe existir solapamiento lateral entre los orbitales *p* sin hibridar, alrededor del anillo. Este le confiere a la molécula una estructura plana.

— El compuesto debe poseer gran estabilidad, y ser más estable en su forma cerrada que abierta.

Teniendo en cuenta estas consideraciones, los hidrocarburos aromáticos se pueden clasificar en homocíclicos y heterociclicos.

Los **hidrocarburos aromáticos homocíclicos** son aquellos que poseen un anillo aromático, constituido por átomos de carbono e hidrógeno, mientras que los **compuestos aromáticos heterocíclicos** son aquellos en los que el anillo contiene algún átomo distinto a estos. Tal es el caso del pirrol o la piridina (Figura 38).

Además, los compuestos aromáticos pueden ser **sustituidos**, en los que los átomos de hidrógeno del anillo han sido sustituidos por otros átomos o grupos de átomos, o **polinucleares o policíclicos**, es decir, formados por dos o más anillos.

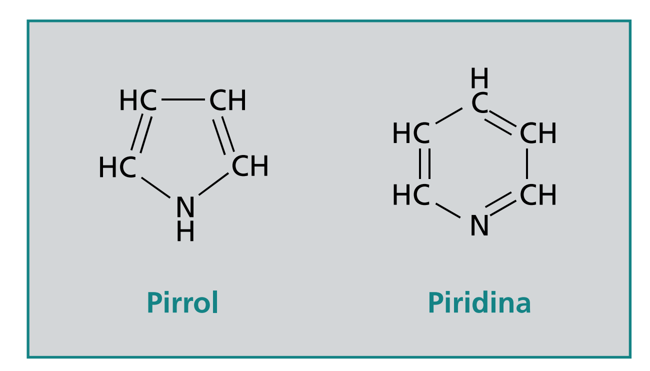


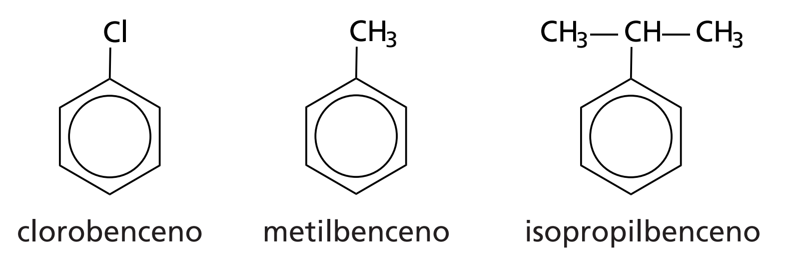
Figura 38. Estructura molecular de hidrocarburos aromáticos heterocíciclos.

4.3. Nomenclatura

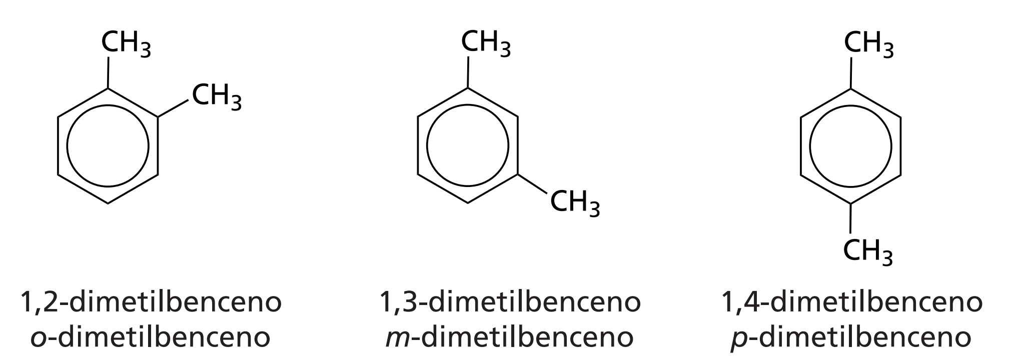
La formulación y nomenclatura de los hidrocarburos aromáticos según la IUPAC se realiza teniendo en cuenta las siguientes consideraciones:

— Cuando se trata de hidrocarburos aromáticos sencillos, éstos se nombran como derivados del benceno, puesto que se considera que estos compuestos proceden de un anillo bencénico, en el que uno o varios átomos de hidrógeno han sido sustituidos por uno o varios átomos o grupos de átomos.

— Si el benceno tiene un único radical, el compuesto se nombra anteponiendo el nombre de dicho sustituyente a la palabra benceno. Como ejemplo:



— Cuando el benceno tiene dos sustituyentes, la posición relativa de los mismos se indica mediante los números 1,2-, 1,3-, o 1,4-, o bien utilizando los prefijos orto- (*o*-), meta- (*m*-) o para- (*p*-), respectivamente. Como ejemplo:



1,2-dimetilbenceno
o-dimetilbenceno

1,3-dimetilbenceno
m-dimetilbenceno

1,4-dimetilbenceno
p-dimetilbenceno

— Si los dos sustituyentes son diferentes, la numeración se comienza siguiendo las normas ya vistas para el resto de los hidrocarburos cíclicos, dando prioridad al orden alfabético. Así, este compuesto se nombra:

CH_3 / CH_2-CH_3

1-etil-3-metilbenceno
o-etilmetilbenceno

y no 1-metil-3-etilbenceno.

— En bencenos con más de dos sustituyentes, se numera el anillo de modo que los sustituyentes tomen los menores localizadores. Si varias numeraciones dan los mismos localizadores se da preferencia al orden alfabético, como en los alcanos ramificados. Como ejemplo:

CH_3 (1), CH_2-CH_3 (2), $CH_2-CH_2-CH_3$ (3)

2-etil-1-metil-3-propilbenceno

CH_3 (3), $CH_2-CH_2-CH_3$ (2), CH_2-CH_3 (1)

1-etil-3-metil-2-propilbenceno

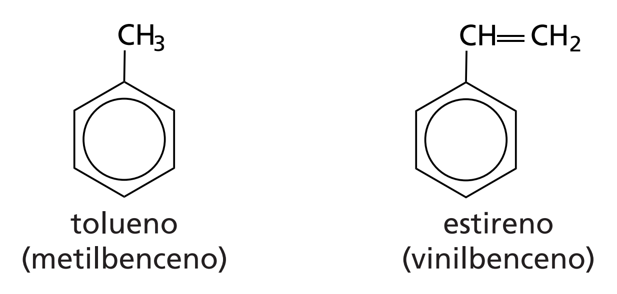
Se puede observar como el compuesto se nombra siguiendo las normas ya estudiadas, colocando por orden alfabético el nombre de los diferentes radicales que constituyen la molécula, independientemente del número que se les haya asignado.

— En moléculas más complejas, el benceno se puede considerar como un radical. Los radicales procedentes de un compuesto aromático se denominan **arilos**. En este caso, el benceno se nombra como **fenil** o **fenilo**. Si hay varios ciclos unidos a una cadena acíclica, ésta se considera como principal. En ocasiones, además de representarse por un hexágono regular conteniendo un círculo, se representa por su fórmula molecular C_6H_5–. Como ejemplo:

$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH}(C_6H_5)-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH_3}$ → $\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH}(C_6H_5)-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH_3}$

3-fenil-1penteno

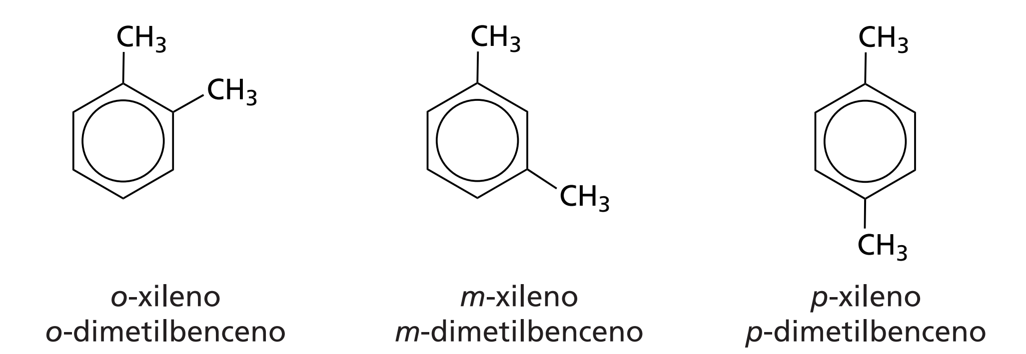
— Algunos hidrocarburos aromáticos poseen nombren comerciales reconocidos por la IUPAC, como son:



tolueno
(metilbenceno)

estireno
(vinilbenceno)

o los conocidos como xilenos:



o-xileno
o-dimetilbenceno

m-xileno
m-dimetilbenceno

p-xileno
p-dimetilbenceno

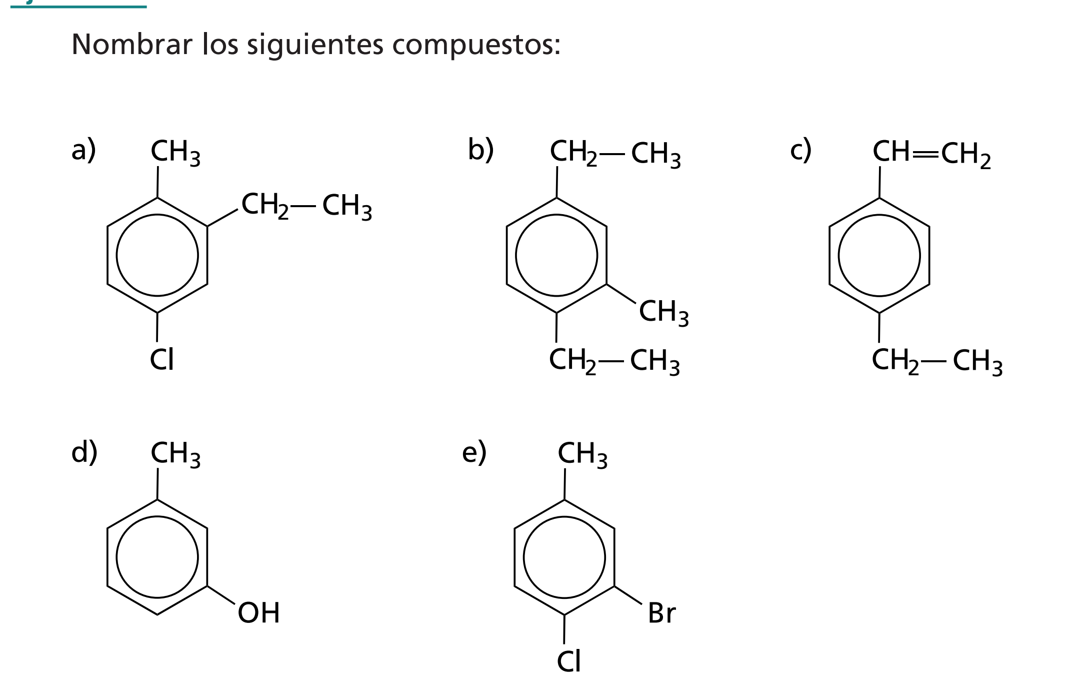
— El compuesto puede estar formado por dos o más anillos con dobles enlaces conjugados (dobles enlaces alternados con enlaces sencillos). La gran mayoría de ellos se nombran utilizando sus nombres comerciales, reconocidos por la IUPAC. Algunos de los más importantes:

naftaleno   antraceno   indeno   fenantreno

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombrar los siguientes compuestos:



Solución

a) **4-Cloro-2-etil-1-metilbenceno**

b) **1,4-Dietil-2-metilbenceno**

c) **4-Etilestireno**

d) ***m*-tilfenol.** Algunos compuestos tienen nombres comunes, como es el caso del benceno con un grupo hidróxi (–OH) que se llama «Fenol».

e) **2-Bromo-1-cloro-4-metilbenceno**

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a) b) c)

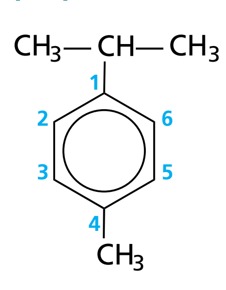
Solución

a) **1-Etil-2,5-dimetil-4-propilbenceno**. En bencenos con más de dos sustituyentes, se numera el anillo de modo que los sustituyentes tomen los menores localizadores. Si varias numeraciones dan los mismos localizadores, se da preferencia al orden alfabético.

$CH_2-CH_2-CH_3$ (4), H_3C (5), CH_3 (2), CH_2-CH_3 (1); 3, 6

b) **1-isopropil-4-metilbenceno**

$CH_3-CH-CH_3$



c) **1-Etil-4-metilbenceno**

CH_2-CH_3 (1), CH_3 (4); 2, 3, 5, 6

Ejercicio 3

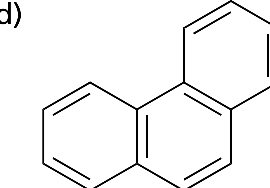
Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH-CH_3$ (sobre anillo bencénico)

b) CH_3, $CH{=}CH_2$, CH_3 (sobre anillo bencénico)

c) $CH{=}CH_2$ (sobre anillo bencénico)

d)



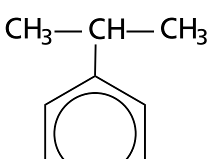
e) O_2N, OH, NO_2 (sobre anillo bencénico)

f) O_2N, NO_2, CH_3, NO_2 (sobre anillo bencénico)

Solución

a) **Isopropilbenceno**

$CH_3-CH-CH_3$

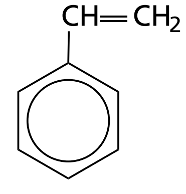


b) **1,4-Dimetil-2-vinilbenceno**
o **1,4-Dimetil-2-etilenbenceno**

CH_3 (1), $CH{=}CH_2$ (2), CH_3 (4); 3, 5, 6

c) **Etenilbenceno**
o **vinilbenceno**

$CH{=}CH_2$



d) **Fenantreno** e) **2,4-Dinitrofenol** f) **2,4,6-Trinitrotolueno***

*Algunos compuestos tienen nombres comunes, como es el caso del benceno con un grupo metilo (CH_3) que se llama «Tolueno».

4.4. Propiedades de los hidrocarburos aromáticos

Los hidrocarburos aromáticos presentan propiedades físico-químicas muy diferentes al resto de los hidrocarburos, dada la estructura que le confiere el anillo bencénico. Algunas de las más características se indican a continuación:

— El benceno, tolueno y el xileno son líquidos inflamables a temperatura ambiente, mientras que el naftaleno, antraceno y fenantreno son sólidos.

— Todos ellos poseen un olor característico.

— Son insolubles en agua, al igual que los alcanos, alquenos y alquinos, y solubles en disolventes orgánicos.

— Presentan valores de densidad, puntos de ebullición y de fusión mucho más elevados que los hidrocarburos alifáticos correspondientes conteniendo la misma masa molecular. Esto es debido que presentan una estructura más simétrica, por lo que poseen un mayor grado de empaquetamiento en sus estructuras cristalinas.

— Son muy tóxicos. Poseen un alto poder cancerígeno.

— Son compuestos muy estables.

4.5. Reactividad

Los hidrocarburos aromáticos, dada su estabilidad, son muy poco reactivos. Sin embargo, las reacciones que se dan son de gran importancia, puesto que permiten la síntesis de multitud de productos.

Las reacciones más características de los compuestos aromáticos son:

— Reacciones de adición.

— Reacciones de sustitución.

— Reacciones de alquilación.

Reacciones de adición. La reacción más importante en los compuestos aromáticos es la adición de halógenos, en condiciones muy enérgicas (Figura 39), puesto que la barrera de estabilidad de los dobles enlaces es muy elevada.

Benceno + $3Cl_2$ $\xrightarrow{h\upsilon}$ Hexaclorociclohexano

Benceno Cloro Hexaclorociclohexano

Figura 39. Reacción de adición de 6 átomos de cloro al anillo bencénico, para formar el hexaclorociclohexano, empleado en la industria como pesticida.

Reacciones de sustitución. Las reacciones típicas de sustitución de los aromáticos son las reacciones de halogenación, nitración y sulfonación.

— **Reacciones de halogenación.** Se produce la sustitución de uno de los átomos de hidrógeno del anillo bencénico por un halógeno (Figura 40). Esta reacción ha de llevarse a cabo en presencia de un catalizador ácido, como puede ser el tricloruro de aluminio, $AlCl_3$.

Benceno + Cl–Cl $\xrightarrow{AlCl_3}$ Clorobenceno + HCl

Benceno Cloro Clorobenceno Ácido clorhídrico

Figura 40. Reacción de halogenación (cloración) del benceno, para formar clorobenceno y ácido clorhídrico.

Reacciones de nitración. Un grupo nitro $–NO_2$ sustituye a uno de los hidrógenos del benceno. Esta reacción se lleva a cabo empleando una mezcla de ácido nítrico (HNO_3)y ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrados (Figura 41).

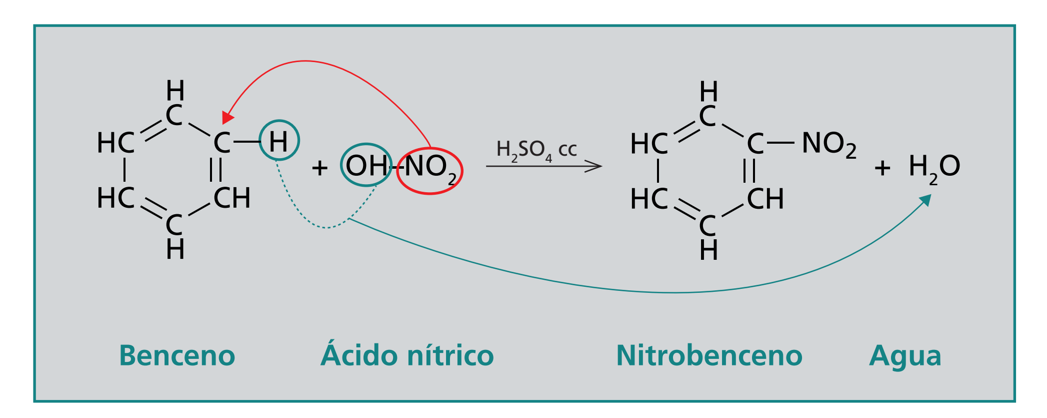


Figura 41. Reacción de adición de un grupo nitro a la molécula de benceno, para formar nitrobenceno y agua.

Reacciones de sulfonación. En presencia de ácido sulfúrico fumante, un grupo sulfónico se une a uno de los carbonos del benceno, en sustitución de un átomo de hidrógeno (Figura 42).

Benceno + Ácido sulfúrico (OH–SO_3H) → Ácido bencenosulfónico (C–SO_3H) + Agua (H_2O)

Benceno | Ácido sulfúrico | Ácido bencenosulfónico | Agua

Figura 42. Reacción de sulfonación del benceno, en la que se forma ácido bencenosulfónico y se libera agua.

Reacciones de alquilación. También llamadas **reacciones de Friedel-Craft**, son muy importantes en la obtención de derivados alquílicos del benceno. Requieren siempre de la presencia de un catalizador ácido, como puede ser el tricloruro de aluminio ($AlCl_3$) o el tricloruro de hierro ($FeCl_3$). Como ejemplo, en la Figura 43 se muestra la reacción del benceno con clorometano.

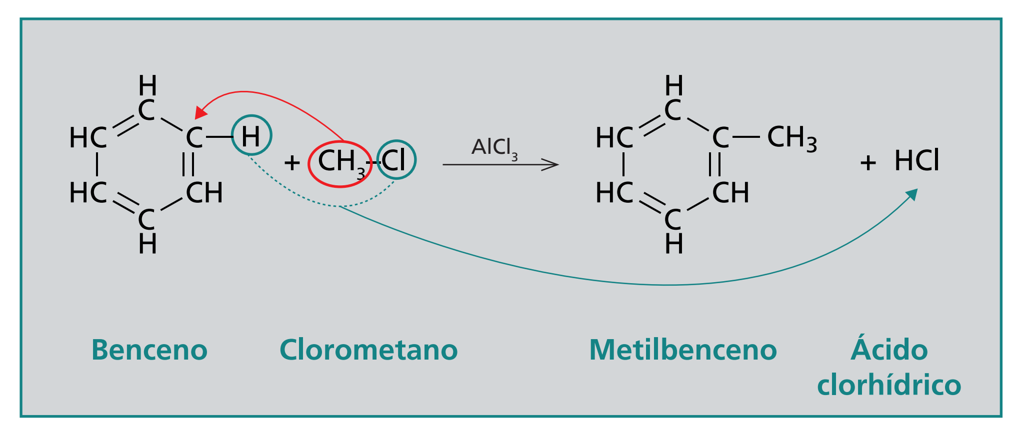


Figura 43. Reacción de alquilación del benceno. Por reacción con clorometano, el radical metil se adiciona al benceno, formando metilbenceno (tolueno).

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Formular las siguientes reacciones:

a) Tolueno + H_2SO_4 →

b) Metilbenceno + $KMnO_4$ →

c) Tolueno + $KMnO_4$ → y posterior reacción con HNO_3/ H_2SO_4

d) Etilbenceno + Cl_2 →

Nombrar y representar los compuestos obtenidos.

Solución

a) Tolueno + H_2SO_4

CH_3 (benceno) + H_2SO_4 ⟶ CH_3 / SO_3H (meta) + CH_3 / SO_3H (para)

Ácido *m*-toluenosulfónico

Ácido *p*-toluenosulfónico

b) Metilbenceno + $KMnO_4$

CH_3 (benceno) + $KMnO_4$ ⟶ COOH (benceno)

Ácido benzoico

c) Tolueno + $KMnO_4$ y posterior reacción con HNO_3/H_2SO_4

CH_3 (benceno) + $KMnO_4$ ⟶ COOH (benceno) + HNO_3/H_2SO_4 ⟶ COOH / NO_2 (meta)

Ácido *m*-nitrobenzoico

d) Etilbenceno + Cl_2

$CH_2—CH_3$ (benceno) + Cl_2 ⟶ $Cl—CH—CH_3$ (benceno)

1-Cloro-1-fenil-etano

Ejercicio 2

Identificar, dando su fórmula y nombre, los siguientes compuestos:

a) El compuesto **A**, C_8H_{10}, que se oxida a un ácido monocarboxílico.

b) El compuesto **B**, C_8H_{10}, que por oxidación da lugar a un ácido *p*-dicarboxílico.

Solución

a) El compuesto **A**, $C_8H_{10,}$ es un hidrocarburo aromático. Como por oxidación origina un ácido monocarboxílico, tiene que tener una sola cadena lateral, por lo que tiene que ser el **Etilbenceno**:

$CH_2—CH_3$

b) El compuesto **B**, $C_8H_{10,}$ es un hidrocarburo aromático, isómero del anterior. Como por oxidación origina un ácido *p*-dicarboxílico, tiene que tener dos cadenas laterales, luego tiene que ser el ***p*-Dimetilbenceno** (*p*-xileno):

CH_3

CH_3

Ejercicio 3

Formular las siguientes reacciones:

a) Bromobenceno + CH_3Br + 2 Na →

b) Benceno + Etileno →

c) Tolueno + HNO_3 →

d) Nitrotolueno + $KMNO_4$ →

Solución

a) Bromobenceno + CH_3Br + 2 Na

Br + 2 Na + CH_3Br ⟶ CH_3 + 2 NaBr

b) Benceno + etileno ⟶

+ $CH_2{=}CH_2$ ⟶ $CH_2—CH_3$

Etilbenceno

c) Tolueno + HNO_3 $\longrightarrow$

$$C_6H_5CH_3 + HNO_3 \longrightarrow CH_3\text{-}C_6H_4\text{-}NO_2 + H_2O$$

CH3 (on the toluene ring) + HNO_3 $\longrightarrow$ (ring with CH_3 and NO_2 para) + H_2O

d) Nitrotolueno + $KMnO_4$ $\longrightarrow$

$$CH_3\text{-}C_6H_4\text{-}NO_2 + KMnO_4 \longrightarrow HOOC\text{-}C_6H_4\text{-}NO_2 + H_2O$$

En este tema tienes que recordar

- **Acíclicos.** Hidrocarburos alifáticos de cadena lineal.
- **Alcanos.** Grupo de hidrocarburos que contienen únicamente carbono e hidrógeno en su estructura, unidos por enlaces sencillos.
- **Alicíclicos o cíclicos.** Hidrocarburos que forman un ciclo y no son aromáticos. Se llaman también alifáticos.
- **Alifáticos.** Hidrocarburos formados por cadenas de átomos de carbono en las que no hay estructuras cíclicas. Se les denominan en general, hidrocarburos de cadena abierta o acíclicos.
- **Alquenos.** Grupo de hidrocarburos en cuya estructura aparecen dobles enlaces entre sus átomos de carbono.
- **Alquilación.** Reacción de sustitución en la que un átomo de hidrógeno del benceno se sustituye por un grupo alquilo.
- **Alquinos.** Grupo de hidrocarburos en cuya estructura aparecen triples enlaces entre sus átomos de carbono.
- **Arenos.** Se conoce también por este nombre a los hidrocarburos aromáticos.
- **Aromaticidad.** Propiedad que poseen los hidrocarburos cíclicos conjugados, mediante la cuál, los electrones de los dobles enlaces, libres de poder circular alrededor de un enlace a otro, sea enlace doble o simple, confieren a la molécula una estabilidad mayor que la conferida si dichos electrones permanecieran fijos en el enlace doble.
- **Aromáticos.** Hidrocarburos cíclicos conjugados, es decir ciclo con dobles enlaces alternados, de estructura similar a la del benceno.
- **Benceno.** Estructura hexagonal cíclica que contiene tres dobles enlaces alternos.
- **Carbón.** Mineral fósil combustible cuya composición es casi exclusivamente carbono. Sus principales variedades son la hulla, la turba, el lignito y la antracita.
- **Combustible fósil.** Combustible procedente de la descomposición de la materia orgánica existente hace millones de años. El petróleo, el carbón o el gas natural son combustibles fósiles.
- **Enlaces conjugados.** Dobles enlaces alternos.
- **Estructura resonante.** Las diferentes estructuras que puede tener el benceno y que se representa con un círculo interior.
- **Fósil.** Restos orgánicos petrificados en épocas geológicas pasadas.
- **Gas natural.** Compuesto gaseoso incoloro e inodoro, constituido por una mezcla de hidrocarburos de bajo peso molecular.
- **Grupo alquilo.** Grupo funcional constituido por un alcano menos un átomo de hidrógeno.
- **Heterocíclicos.** Hidrocarburos aromáticos que contienen en el anillo bencénico átomos distintos al del carbono.

- **Hidrocarburos**. Compuestos orgánicos formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno. Constituyen el grupo de compuestos más básico de la Química Orgánica.
- **Homocíclicos.** Hidrocarburos aromáticos que contienen un anillo bencénico constituido por átomos de carbono e hidrógeno.
- **Insaturados.** Hidrocarburos alifáticos que contienen dobles o triples enlaces en su cadena carbonada.
- **Olefinas.** Se conoce también por este nombre a los alquenos.
- **Parafinas.** Se conoce también por este nombre a los alcanos.
- **Petróleo.** Líquido que contiene mezcla de diferentes hidrocarburos y es la fuente natural de muchos de ellos.
- **Petroquímica.** Industria que se dedica a la manipulación y transformación de los hidrocarburos procedentes del petróleo en otros productos químicos.
- **Saturados.** Hidrocarburos alifáticos que los que su cadena carbonada esta formada por enlaces sencillos.

Desarrollo de competencias

1 Escribir las reacciones necesarias, indicando reactivos y condiciones, para pasar de:

a) Bromoetano a 1,2-dibromoetano.

b) Un dibromocompuesto a propino.

c) Propino a propanona.

Solución

a) Bromoetano a 1,2-dibromoetano.

$$CH_3\text{–}CH_2Br + Br_2 \rightarrow CH_2Br\text{–}CH_2Br + HBr$$

b) Un dibromocompuesto a propino.

$$CH_3\text{–}CHBr\text{–}CH_2Br \xrightarrow[\text{alcohol}]{\text{KOH}} CH_3\text{–}C{\equiv}CH + 2\ KBr + 2\ H_2O$$

c) Propino a propanona.

$$CH_3\text{–}C{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow[HgSO_4]{H_2SO_4} CH_3\text{–}CO\text{–}CH_3$$

2 **A** y **B** son dos hidrocarburos isómeros de fórmula molecular C_6H_{12}. Para poder determinar su estructura se oxidan con permanganato de potasio en caliente. De esta manera comprobamos que el primero origina butanona y ácido acético, mientras que el segundo da lugar a ácido 3-metilbutanoico. Representar y nombrar la fórmula de ambos compuestos A y B.

Solución

El compuesto **A**, por oxidación rompe su cadena carbonada por la posición del doble enlace y da lugar a butanona y ácido acético, luego este compuesto deber ser: **3-metil-2-penteno (A).**

$$CH_3\text{–}CH_2\text{–}C(CH_3){=}CH\text{–}CH_3 \rightarrow CH_3\text{–}CH_2\text{–}CO\text{–}CH_3\ \text{(butanona)} + CH_3\text{–}COOH\ \text{(ác. acético)}$$

El compuesto **B**, por oxidación da lugar al ácido 3-metilbutanoico y dióxido de carbono, luego tiene que ser: **4-metil-1-penteno (B).**

$$CH_3\text{–}CH(CH_3)\text{–}CH_2\text{–}CH{=}CH_2 \rightarrow CH_3\text{–}CH(CH_3)\text{–}CH_2\text{–}COOH\ \text{(3-metilbutanoico)} + CO_2$$

3 Escribir las reacciones necesarias, indicando reactivos y condiciones, para pasar de:

a) Etileno a butano.

b) Buteno a 2,3-diclorobutano.

c) Propeno a propino.

d) 2-Metil-2-penteno a 3-cloro-2-metil-2-pentanol.

Solución

a) Etileno a butano.

$$CH_2{=}CH_2 + HBr \rightarrow CH_2Br{-}CH_3$$

$$2\ CH_2Br{-}CH_3 \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3\ \text{(Butano)} + 2\ NaBr$$

b) Buteno a 2,3-diclorobutano.

$$CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3{-}CHCl{-}CHCl{-}CH_3$$

c) Propeno a propino.

$$CH_3{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3{-}CHBr{-}CH_2Br \xrightarrow{2\ KOH} CH_3{-}C{\equiv}CH + 2\ KBr + 2\ H_2O$$

d) 2-Metil-2-penteno a 3-cloro-2-metil-2-pentanol.

$$CH_3{-}C(CH_3){=}CH{-}CH_3 + HClO \rightarrow CH_3{-}COH(CH_3){-}CHCl{-}CH_2{-}CH_3$$

4 Obtener los siguientes compuestos:

a) Formaldehído a partir de propino.

b) Etil fenil cetona a partir de benceno.

c) Ácido hexanodioico a partir de ciclohexano.

d) Ácido etanoico a partir de 2-butino.

Solución

a) Formaldehído a partir de propino.

$$HC{\equiv}C{-}CH_3 + H_2 \rightarrow H_2C{=}C{-}CH_3 \xrightarrow[O_3]{H_2O} HCOH + CH_3{-}CHO$$

b) Etil fenil cetona a partir de benceno. Reacción de alquilación (Friedel-Craft).

$$C_6H_6 + CH_3{-}CH_2{-}COCl + AlCl_3 \rightarrow C_6H_5{-}CO{-}CH_2{-}CH_3$$

c) Ácido hexanodioico a partir de ciclohexano.

$$C_6H_{12} + KMnO_4 \rightarrow HOOC{-}(CH_2)_4{-}COOH$$

d) Ácido etanoico a partir de 2-butino.

$$CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3 + KMnO_4 \rightarrow CH_3{-}COOH + CH_3{-}COOH$$

5 Escribir la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos e indicar cuál o cuáles de ellos pueden presentar isómeros geométricos:

a) 2,3-Dimetil-2-buteno.

b) 2-Metil-2-buteno.

c) 3-Etil-3-hexeno.

d) 2-Buteno.

e) 1-Hexeno.

f) 1,2-Dicloroeteno.

Solución

a) 2,3-dimetil-2-buteno

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{C}(CH_3)=\overset{3}{C}(CH_3)-\overset{4}{CH_3}$$

b) 2-metil-2-buteno

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{C}(CH_3)=\overset{3}{CH}-\overset{4}{CH_3}$$

c) 3-etil-3-hexeno

$$\overset{6}{CH_3}-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{CH}=\overset{3}{C}(CH_2-CH_3)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CH_3}$$

d) 2-buteno

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{4}{CH_3}$$

e) 1-hexeno

$$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH_2}-\overset{6}{CH_3}$$

f) 1,2-dicloroeteno

$$Cl-\overset{1}{CH}=\overset{2}{CH}-Cl$$

Presentan isómeros geométricos los compuestos: 2-buteno y 1,2-dicloroetano

6 Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones referentes a **los hidrocarburos saturados**:

a) Los alcanos originan fácilmente reacciones de adición.

b) En los hidrocarburos saturados todos los enlaces se forman mediante orbitales híbridos sp^3.

c) Los alcanos ramificados tienen puntos de ebullición inferiores a los de sus isómeros lineales.

d) Los alcanos son poco reactivos a causa de su elevada energía de de los enlaces C–C y C–H y de su pequeña polaridad.

e) Los hidrocarburos saturados son solubles en agua.

Solución

a) **Falsa**: en los alcanos todos los enlaces C–C y C–H son simples, por lo que no pueden dar reacciones de adición.

b) **Verdadera**: todos los enlaces simples del carbono se forman mediante orbitales híbridos sp^3.

c) **Verdadera**: las cadenas lineales permiten un mayor acercamiento de las moléculas entre sí, lo que conlleva unas fuerzas de atracción más intensas.

d) **Verdadera**: resulta muy difícil romper los enlaces C–C y C–H, por lo que los alcanos son muy poco reactivos.

e) **Falsa**: los alcanos son prácticamente insolubles en agua, así como en otros disolventes polares, a causa de su momento dipolar nulo.

7 Formular los siguientes compuestos:

a) 3-Etil-6-metil-2-hepteno.

b) 1,3-Pentadieno.

c) 1,4-Ciclohexadieno.

d) 6-Metil-6-pentil-2,4,7-nonatrieno.

e) 1-Butino.

Solución

a) 3-Etil-6-metil-2-hepteno → Por el nombre vemos que es un alqueno, con lo que tiene un doble enlace, en la posición 2, y dos sustituyentes en las posiciones 3 y 6. Su representación sería:

$CH_3-CH=C(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$

b) 1,3-Pentadieno → $CH_2=CH-CH=CH-CH_3$

c) 1,4-Ciclohexadieno

d) 6-Metil-6-pentil-2,4,7-nonatrieno

$CH_3-CH=CH-C(CH_3)(CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3)-CH=CH-CH=CH-CH_3$

e) 1-Butino → $CH\equiv C-CH_2-CH_3$

8 Representar los siguientes compuestos:

a) 3-Fluorohexano.

b) 3-Metil-4-etilhexano.

c) 4-Cloro-5-*terc*-butiloctano.

d) 1,2-Dimetilciclopropano.

Solución

a) **3-Fluorohexano**

$CH_3-CH_2-CH(F)-CH_2-CH_2-CH_3$

b) **3-Metil-4-etilhexano**



$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$

c) **4-Cloro-5-*terc*-butiloctano** → Si dos o más cadenas laterales se hallan en posiciones equivalentes, se asignará el número más bajo a la que se cite en primer lugar en el nombre.

$$\begin{array}{c} Cl \\ | \\ \overset{8}{C}H_3-\overset{7}{C}H_2-\overset{6}{C}H_2-\overset{5}{C}H-\overset{4}{C}H-\overset{3}{C}H_2-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}H_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{c} | \\ CH_3-C-CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

d) **1,2-Dimetilciclopropano**

H_3C

CH_3

9 Representar los siguientes compuestos:

a) 2-Metil-1,3-ciclopentadieno.

b) 3-Amino-1-buteno.

c) 3-Ciclopentil-1-propino.

d) 4,4,-Dimetil-2-heptino.

Solución

a) **2-Metil-ciclopentadieno**

5, 4, 6, 3, 1, 2

CH_3

b) **3-Amino-1-buteno**

$$\begin{array}{c} \overset{1}{C}H=\overset{2}{C}H-\overset{3}{C}H-\overset{4}{C}H_3 \\ | \\ NH_2 \end{array}$$

c) **3-Ciclopentil-1-propino**

$$\overset{3}{C}H_2-\overset{2}{C}\equiv\overset{1}{C}H$$

d) **4,4-Dimetil-2-heptino**

$$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ \overset{7}{C}H_3-\overset{6}{C}H_2-\overset{5}{C}H_2-\overset{4}{C}-\overset{3}{C}\equiv\overset{2}{C}-\overset{1}{C}H_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

10 Formular los siguientes compuestos:

a) 3,4-Dietil-6-isopropil-2,3,6,7-tetrametilnonano.

b) 5-(1,2-Dimetilpropil)-8-etil-2,3,3-tetremetildecano.

c) 4,8-Dimetil-2,4-nonadien-6-ino.

d) 7-Etil-3-isopropil-1,3,7-octatrien-5-ino.

Solución

a) **3,4-Dietil-6-isopropil-2,3,6,7-tetrametilnonano**

```
                 CH3              CH3 CH3
  1     2     3 |    4      5     6|  7|     8      9
CH3 — CH — C — CH — CH2 — C — CH — CH2 — CH3
        |      |     |            |
       CH3   CH2   CH2           CH — CH3
               |     |            |
             CH3   CH3           CH3
```

b) **5-(1,2-Dimetilpropil)-8-etil-2,3,3-tetrametildecano** → En radicales complejos, se considera que su nombre comienza por la primera letra de su nombre completo.

```
               CH3
  1     2     3 |   4      5      6      7      8      9      10
CH3 — CH — C — CH2 — CH — CH2 — CH2 — CH — CH2 — CH3
      1 |     |           |                   |
       CH3   CH3        1 CH — CH3           CH2 — CH3
                          |
                        2 CH — CH3
                          |
                        3 CH3
```

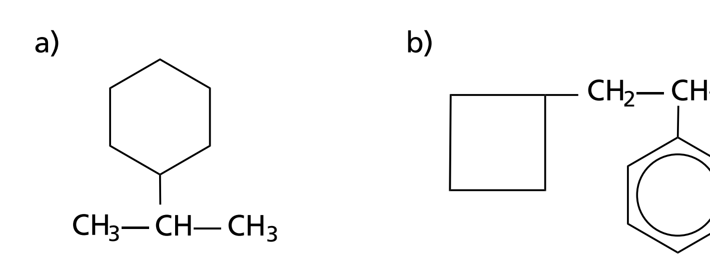
c) **4,8-Dimetil-2,4-nonadien-6-ino**

```
  1     2      3     4     5     6    7    8     9
CH3 — CH = CH — C = CH — C ≡ C — CH — CH3
                  |                   |
                 CH3                 CH3
```

d) **7-Etil-3-isopropil-1,3,7-octatrien-5-ino**

```
  1     2     3    4     5    6    7    8
CH2 = CH — C = CH — C ≡ C — C = CH2
               |                |
              CH — CH3         CH2 — CH3
               |
              CH3
```

11 Nombrar los siguientes compuestos:



c) H_3C — $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$

d) Cl Cl Cl Cl Cl Cl

Solución:

a) **Isopropilciclohexano (2-ciclohexilpropano).**

b) **5-Ciclobutil-4-fenil-3-metil-1-pentino.**

c) **4-Butil-1-metilciclopenteno.**

d) **1,2,3,4,5,6-Hexaclorociclohexano.**

12 Nombrar los siguientes compuestos:

a)

b) $CH_3—CH(F)—CH{=}C(F)—CH_3$

c) CH_3 CH_3

d) $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ I

Solución

a) **Ciclohexa-1,3-dieno.**

b) **2,4-Diflúorpent-2-eno.**

c) **1,6-Dimetilciclohex-1-en-3-ino.**

d) ***m*-Butilyodobenceno.**

13 Nombrar los compuestos siguientes:

a) $CH_3–CH{=}C(C_3H_7)–CH_2–CH_2OH$

b) $CH_2OH–CH(CH_3)–CHOH–CCH$

c) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–O–C_6H_5$

d) $CH_3–CO–CH_2–CO–CH_2–CH_3$

Solución

a) $CH_3–CH{=}C(C_3H_7)–CH_2–CH_2OH \rightarrow$ **3-Propil-3-penten-1-ol.**

b) $CH_2OH–CH(CH_3)–CHOH–CCH \rightarrow$ **2-Metil-4-pentin-1,3-diol.**

c) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-O-C_6H_5 → **Butil fenil éter (butiloxibenceno).**

d) CH_3-CO-CH_2-CO-CH_2-CH_3 → **2,4-Hexanodiona.**

14 Nombrar los compuestos siguientes:

a) CH_3–CH_2–CO–CH_2–CHOH–COOK

b) C_6H_5–COO–CH_3

c) CH_3–CH=CH–CH_2–COO–CH=CH_2

d) OHC—CH—CH_2—COOH (con CH_3 sobre el CH)

Solución

a) CH_3–CH_2–CO–CH_2–CHOH–COOK → **2-Hidroxi-4-oxo-hexanoato de potasio.**

b) C_6H_5–COO–CH_3 → **Benzoato de metilo.**

c) CH_3–CH=CH–CH_2–COO–CH=CH_2 → **3-Pentenoato de etenilo.**

d) OHC—CH—CH_2—COOH (con CH_3 sobre el CH) → **Ácido 3-formilbutanoico** (ác. 3-oxobutanoico).

Autoevaluación

1 Los compuestos orgánicos que contienen dobles y triples enlaces experimentan con facilidad reacciones de adición.

a) Escribir una reacción de adición de un alqueno y un alquino.

b) El benceno, no experimenta reacciones de adición con facilidad, ¿qué clase de reacción es típica del benceno? Ponga un ejemplo.

Solución

a) Alqueno: $CH_3–CH=CH_2$ (Propeno) + Cl_2 $\rightarrow$ $CH_3–CCl–CH_2Cl$ 1,2-Dicloropropano.

Alquino: $CH_3–CCH$ (Propino) + HCl $\rightarrow$ $CH_3–CCl=CH_2$ 2-Cloro-1-propeno.

b) Benceno: las reacciones más típicas del benceno son las de sustitución:

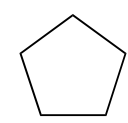
C_6H_6 (Benceno) + Cl_2 $\xrightarrow{FeCl_3}$ $C_6H_5–Cl$ (Clorobenceno) + HCl.

2 Dados los siguientes compuestos: *a)* ciclopentano; *b)* ácido pentanoico; *c)* 2-penteno; *d)* benceno. Indicar si existe algún tipo de isomería entre alguno de ellos y, en caso afirmativo, indicar de qué tipo y representar sus moléculas.

Solución

Los compuestos a) y c) son **isómeros de cadena.**

a) ciclopentano y c) 2-penteno.



$CH_3–CH_2–CH=CH–CH_3$

3 Dados los siguientes compuestos: *i)* CH_3OH; *ii)* $CH_3–CH_3$; *iii)* $CH_2=CH–CH_3$; iv) $CH_3–CHOH–CH_3$

a) Indicar cuáles son hidrocarburos y a qué familia pertenecen.

b) De todos ellos: ¿cuáles son solubles en agua?

c) Indicar si alguno de ellos pueden dar reacciones de adición.

Solución

a) Son hidrocarburos ii) $CH_3–CH_3$ (alcanos) y iii) $CH_2=CH–CH_3$ (alqueno).

b) Es soluble en agua el alcohol i) CH_3OH.

c) Puede dar reacción de adición el alqueno iii) $CH_2=CH–CH_3$.

4 Si tenemos los siguientes compuestos orgánicos: *i)* C_2H_6; *ii)* C_2H_4 y *iii)* C_2H_2. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los tres compuestos pertenecen a la misma serie homóloga.

b) Los tres compuestos pueden dar reacciones de sustitución.

c) Sólo uno de ellos tiene átomos con hibridación sp^3.

Solución

a) **Falsa.**

b) **Falsa.**

c) **Verdadera.**

5 Si tenemos los siguientes compuestos orgánicos: *i)* CH_4; *ii)* C_5H_{12} y *iii)* $C_{10}H_{22}$. Indicar, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Los tres compuestos pertenecen a la misma serie homóloga.

b) Los tres compuestos pueden dar reacciones de combustión.

c) En condiciones normales los tres tienen el mismo estado físico.

Solución

a) **Verdadera.**

b) **Verdadera.**

c) **Falsa.**

6 Establecer las diferencias existentes entre insaturación y aromaticidad.

Solución

La principal diferencia existente entre insaturación y aromaticidad es que los compuestos aromáticos, al contrario que los insaturados, son muy resistentes a la formación de productos de adición con hidrógeno, halógenos o haluros de hidrógeno.

7 ¿Son compuestos aromáticos aquellos que poseen dobles enlaces conjugados? Razone su respuesta.

Solución

Los compuestos con dobles enlaces conjugados como, por ejemplo, el 1,3-butadieno, no son aromáticos, y por ello pueden experimentar, con mucha facilidad, reacciones de adición.

8 Representar los siguientes compuestos:

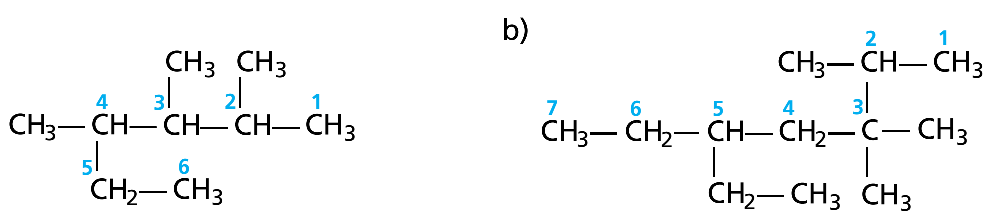
a) 2,3,4-Trimetilhexano.

b) 5-Etil-2,3,3,-trimetilheptano.

c) 3,3,5-Trietil-4-(1-metiletil)-octano.

d) Etino.

Solución



c)

```
        CH3          CH2—CH3
        |        4  5|   6       7       8
CH3— CH— CH— CH— CH2— CH2— CH3
            3|
CH3— CH2— C— CH2— CH3
            2|     1
             CH2— CH3
```

d) CH≡CH

9 Representar los siguientes compuestos:

a) 1-Etil-3-(2-metilpropil)ciclohexano.

b) (1-Metilpropil)-ciclopropano.

c) Bromuro de ciclopentilo.

d) 5-Cloro-2-metilpentano.

Solución

a)

```
   CH2—CH3
   |
 (ciclohexano)        CH3
                      |
              CH2— CH— CH3
```

b)

```
              CH3
              |
(ciclopropano)— CH— CH2— CH3
```

c)

```
(ciclopentano)—Br
```

d)

```
        CH3
        |
CH3— CH— CH2— CH2— CH2— Cl
```

10 Formular los siguientes compuestos:

a) 2-Etilhex-1,3-dieno.

b) Hex-1-en-4-ino.

c) 4-Etenil-5-etilocta-3,6-dien-1-ino.

d) 3-Etil-2,6-dimetilhepta-1,4-dieno.

Solución

a) 2-Etilhex-1,3-dieno

```
CH2═C— CH═CH— CH2— CH3
    |
    CH2
    |
    CH3
```

b) Hex-1-en-4-ino

```
CH2═CH— CH2— C≡C— CH3
```

c) 4-Etenil-5-etilocta-3,6-dien-1-ino

$CH{=}CH_2$

$CH{\equiv}C-CH{=}C-CH-CH{=}CH-CH_3$

CH_2-CH_3

d) 3-Etil-2,6-dimetilhepta-1,4-dieno

CH_2-CH_3

$CH_2{=}C-CH-CH{=}CH-CH-CH_3$

CH_3 CH_3

11 Formular los siguientes compuestos:

a) 5-Bromo-3-ciclobutilpent-2-eno.

b) 2,3,-Dibromopentano.

c) Tetracloruro de carbono.

d) 1-Etil-3-isopropil-5-metilbenceno.

Solución

a)

$CH_3-CH{=}C-CH_2-CH_2-Br$

b)

$CH_3-CH-CH-CH_2-CH_3$

Br Br

c)

Cl

$Cl-C-Cl$

Cl

d)

H_3C $CH-CH_3$

CH_3

CH_2-CH_3

12 Formular los siguientes compuestos:

a) 4-Etil-2,5-difenil-6-yodo-1-hepteno.

b) 1,3,5-Triclorobenceno.

c) Tetrafluoroetano.

d) 1-Bromo-3-etinilbenceno.

e) *p*-Clorotolueno.

Solución

a)

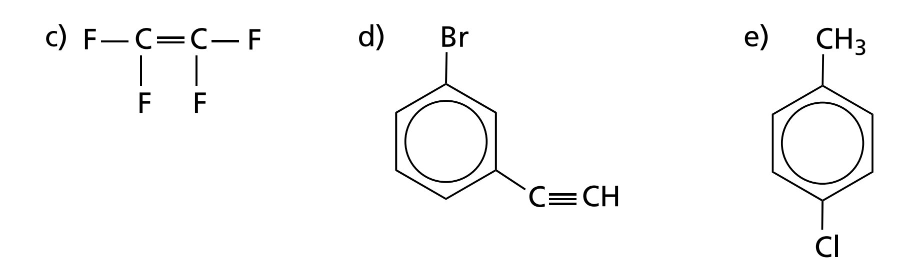
CH_2-CH_3 I

$CH_2{=}C-CH_2-CH-CH-CH-CH_3$

b)

Cl

Cl Cl



13 Nombrar los compuestos siguientes:

a) CH_3–CHOH–CH=CH–COOH

b) $HCOOCH_3$

c) CH_2=CH–CH_2–CHOH–CH=CH–CH_2OH

d) CH_3–CHOH–CHCl–CO–CH_2OH

Solución

a) CH_3–CHOH–CH=CH–COOH → **Ácido 4-Hidroxi-2-pentenoico.**

b) $HCOOCH_3$ → **Metanoato de metilo.**

c) CH_2=CH–CH_2–CHOH–CH=CH–CH_2OH → **2,6-Heptadien-1,4-diol.**

d) CH_3–CHOH–CHCl–CO–CH_2OH → **3-Cloro-1,4-dihidroxi-2-pentanona.**

14 Indicar, justificando su respuesta, si cada uno de los nombres siguientes contiene información suficiente para indicar una estructura específica:

a) Metilciclopentano.

b) Dimetilbenceno.

c) Propanal.

Solución

a) Metilciclopentano → Este nombre si contiene información suficiente.

b) Dimetilbenceno → Este nombre no contiene la información suficiente.

c) Propanal → Este nombre si contiene información suficiente.

15 Indicar, justificando su respuesta, si alguno de los nombres que se proporcionan a continuación son incorrectos, y en caso afirmativo indique su nombre correcto:

a) Pent-3-eno.

b) Pentadieno.

c) 2,6-Diclorobenceno.

Solución

Indicar si alguno de los nombres que se proporcionan a continuación son incorrectos:

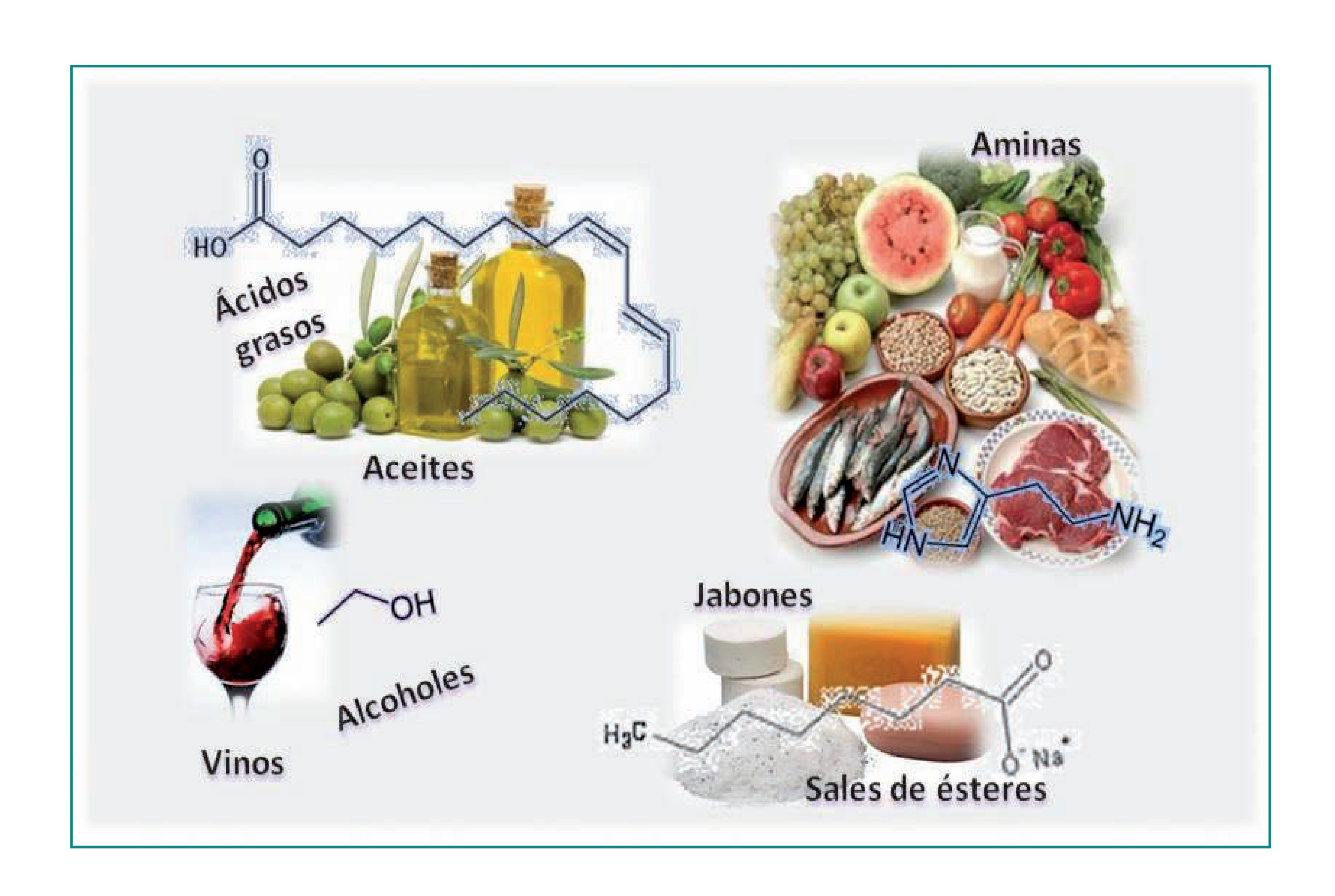
a) Pent-3-eno → Este nombre es incorrecto, su nombre correcto será: Pent-2-eno.

b) Pentadieno → Este nombre es incorrecto su nombre correcto será: penta-1,3-dieno ó penta-1,4-dieno.

c) 2,6-Diclorobenceno → Este nombre es incorrecto, su nombre correcto será: 1,3-Diclorobenceno.

TEMA 12

Compuestos orgánicos. Oxigenados y nitrogenados



Contenidos

- — Compuestos orgánicos oxigenados.
- — Alcoholes y fenoles. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Éteres. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Aldehídos y cetonas. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Ácidos carboxílicos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Ésteres. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Compuestos orgánicos nitrogenados.
- — Aminas. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Amidas. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.
- — Nitrilos. Características. Nomenclatura. Propiedades. Reactividad.

Objetivos

- **— Conocer los compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados más importantes de la Química Orgánica y su especial relevancia.**
- **— Saber identificar los compuestos oxigenados más importantes, como son alcoholes, fenoles, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éteres y ésteres.**
- **— Aprender las características de estos grupos de compuestos oxigenados, así como su correcta nomenclatura y la de sus derivados.**
- **— Estudiar sus propiedades físico-químicas, y las reacciones en las que se ven involucrados.**
- **— Saber identificar los compuestos nitrogenados más importantes, como son aminas, amidas y nitrilos.**
- **— Comprender las características de estos compuestos nitrogenados.**
- **— Saber formular y nombrar correctamente aminas, amidas y nitrilos y sus derivados.**
- **— Estudiar sus propiedades físico-químicas y conocer sus reacciones más características.**

Introducción

Los compuestos orgánicos, con frecuencia, contienen en sus estructuras además de átomos de carbono e hidrógeno, otros átomos como son oxígeno, nitrógeno, halógenos, o incluso azufre, formando los conocidos como compuestos orgánicos oxigenados, nitrogenados, fluorados y sulfurados (denominados mercaptanos), respectivamente.

Estos compuestos son muy numerosos, puesto que los heteroátomos (átomos diferentes del carbono e hidrógeno), pueden encontrarse unidos al átomo de carbono mediante enlaces sencillos, dobles o triples, originando los diferentes grupos funcionales o funciones químicas que ya se han introducido en el Tema 10. Es precisamente este grupo funcional el que confiere a los compuestos de una determinada serie un conjunto de propiedades especiales y una reactividad química característica.

En este último Tema dedicado a la Química Orgánica se van a estudiar únicamente los compuestos oxigenados y nitrogenados, dada su mayor relevancia en esta área de la Química.

Desarrollo de los contenidos

1. COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS

Los compuestos orgánicos oxigenados son aquellos que contienen uno o más átomos de oxígeno en su grupo funcional característico, y se pueden clasificar en:

— Alcoholes y fenoles (R–OH).

— Éteres (R–O–R`).

— Aldehídos (R–COH).

— Cetonas (R–CO–R`).

— Ácidos carboxílicos (R–COOH).

— Ésteres (R–COOR`).

1.1. Alcoholes y fenoles

Los alcoholes y fenoles se caracterizan por poseer como grupo funcional el grupo hidroxilo, –OH. Estos compuestos orgánicos se pueden considerar como derivados de la molécula de agua, H_2O, en la que uno de los átomos de hidrógeno se ha sustituido por un radical alquilo o arilo. De ahí que los alcoholes se puedan clasificar en alifáticos y aromáticos (Figura 1).

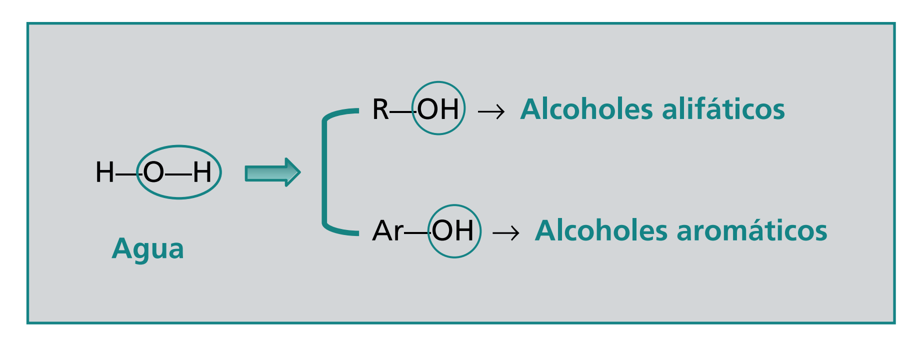


Figura 1. Molécula de agua, de la que derivan los alcoholes por sustitución de uno de los hidrógenos por un radical alquilo (R) o arilo (Ar).

Los **alcoholes alifáticos**, a su vez, se pueden clasificar en **primarios, secundarios o terciarios** en función del tipo de carbono (primario, secundario o terciario), al que está unido el grupo hidroxilo (Figura 2).

H | R—C—OH | H	R´ | R—C—OH | H	R´ | R—C—OH | R´´
Alcohol primario (carbono primario)	Alcohol secundario (carbono secundario)	Alcohol terciario (carbono terciario)

Figura 2. Representación esquemática de un alcohol primario, secundario y terciario.

Los **alcoholes aromáticos**, en los que el grupo hidroxilo está unido a un compuesto aromático, se denominan **fenoles**. El compuesto más sencillo está formado por un anillo aromático en el que uno de los átomos de hidrógeno ha sido sustituido por un grupo –OH, y recibe el nombre de fenol o hidroxibenceno (Figura 3).

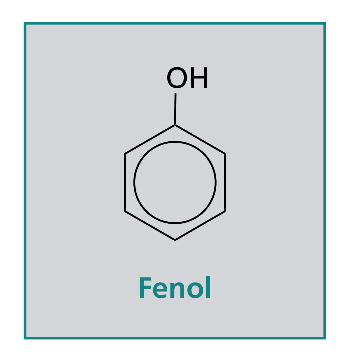


Figura 3. Estructura del fenol o hidroxibenceno.

Los alcoholes son ampliamente utilizados en el sector industrial como disolventes y combustibles. Algunos alcoholes sencillos importantes son el metanol, etanol, 2-propanol y el propapotriol, entre otros.

El metanol, CH_3–OH, o alcohol metílico, antiguamente se obtenía como subproducto en la destilación de la madera seca, por ello se le conoce como *espíritu de madera*. Es muy utilizado como disolvente en fármacos, perfumes, pinturas, lacas,…

El etanol, CH_3–CH_2–OH, se obtiene por la fermentación de azúcares y almidón de cereales, que tiene lugar gracias a la acción de determinados catalizadores enzimáticos. El alcohol que contiene el vino procede de la fermentación de la glucosa. El etanol se utiliza en la fabricación de bebidas y licores, y como disolvente de fármacos y cosméticos. El 2-propanol o alcohol isopropílico es el alcohol común que se puede adquirir en las farmacias, y se utiliza como antiséptico.

El propanotriol o glicerina, CH_2OH–CHOH–CH_2OH, es uno de los alcoholes polihidroxílicos más importantes, que se encuentra formando parte de las grasas y los aceites naturales. Se utiliza como base de productos farmacéuticos y cosméticos, así como anticongelante y en la fabricación de explosivos (nitroglicerina).

Otros polihidroxialcoholes más complejos, como el manitol o el sorbitol, son empleados como edulcorantes y emulsionantes en la industria alimentaria, o en medicina, como diuréticos o sustitutos del plasma sanguíneo en casos de hemorragia, etc.

El fenol y sus derivados tienen múltiples usos. Entre ellos, la fabricación de resinas, laminados, fibras de vidrio, la obtención de productos farmacéuticos, insecticidas, detergentes, …

Características

Las características de los alcoholes les vienen dadas por la existencia del grupo hidroxilo en su estructura. Se detallan a continuación las más relevantes:

— En un alcohol, el átomo de carbono está unido al átomo de oxígeno del grupo –OH mediante un enlace sencillo.

— Experimentalmente se ha comprobado que los ángulos de enlace del oxígeno tienen valores muy próximos a los del carbono tetraédrico, por lo que la estructura del alcohol se explica mediante la hibridación sp^3 del átomo de oxígeno.

— Según la configuración electrónica del oxígeno, $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$, éste contiene 6 electrones en la capa de valencia, distribuidos en un orbital *s* y tres orbítales *p*. Estos orbitales se combinan dando lugar a cuatro orbitales híbridos sp^3, en los que dos de ellos se encuentra llenos con un par de electrones, y los otros dos, permanecen con un electrón desapareado (Figura 4).

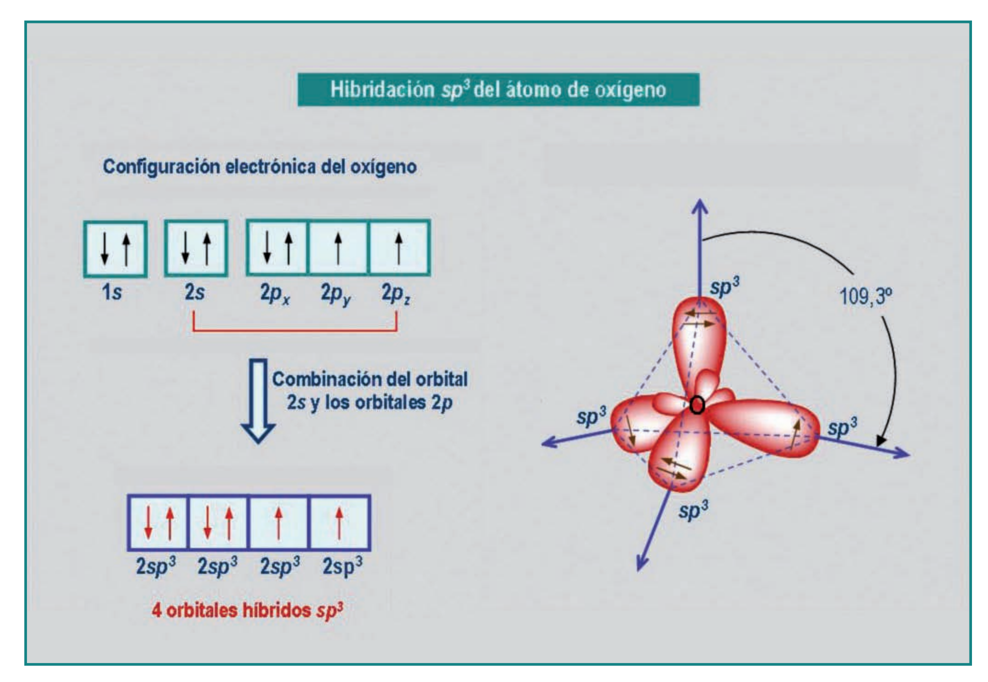


Figura 4. Hibridación sp^3 del átomo de oxígeno, en la que se forman 4 orbitales híbridos sp^3, dos de los cuales están llenos y los otros dos contienen un electrón desapareado.

— El carbono se une al oxígeno mediante un enlace covalente tipo σ, que se forma por superposición de un orbital híbrido del carbono (que puede ser sp^3, sp^2 o *sp*) y uno de los orbitales híbridos sp^3 del oxígeno que contiene un electrón sin aparear.

— El oxígeno se combina con el hidrógeno por superposición del orbital 1*s* de éste y el otro orbital híbrido sp^3 que le queda al oxígeno con un electrón desapareado, formando igualmente un enlace covalente tipo σ. En la Figura 5 (página 848) se muestra la representación de los orbitales del grupo hidroxilo unido a un carbono que ha sufrido hibridación sp^3, y dispone de tres orbitales con un electrón desapareado, para formar enlace con tres átomos.

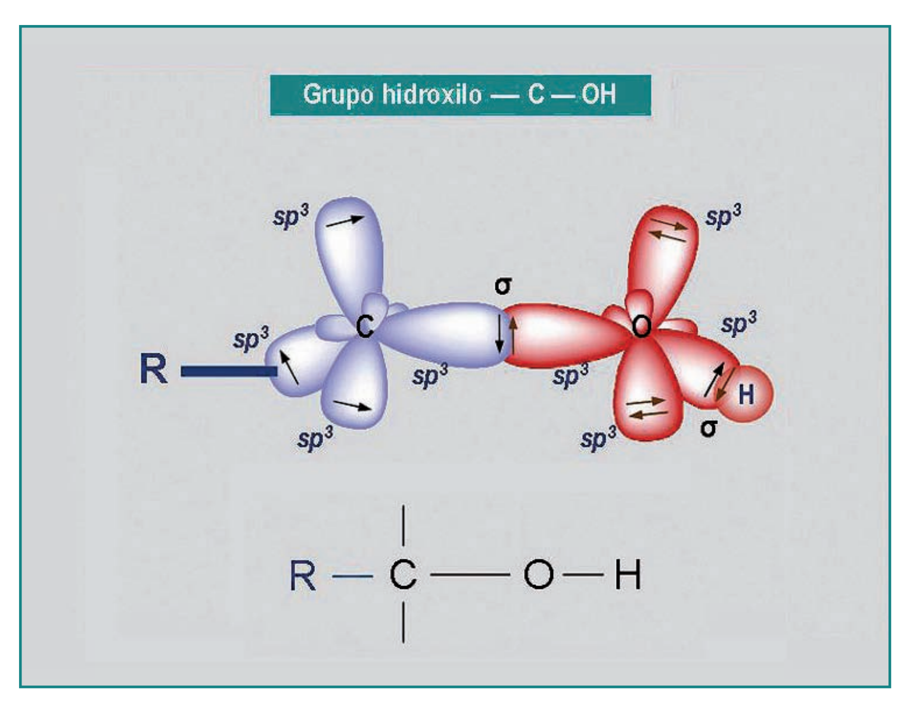


Figura 5. Disposición de los orbitales en el grupo hidroxilo, –C–OH, dónde C es un átomo de carbono que ha sufrido hibridación sp^3, y dispone de tres orbitales con un electrón desapareado, para formar enlace con tres átomos.

— El enlace O–H del grupo hidroxilo está muy polarizado, dada la diferente electronegatividad entre ambos átomos. El oxígeno, al ser más electronegativo, atrae hacía sí el par electrónico que comparte con el carbono, creando un enlace polar intenso. Además, la carga negativa del oxígeno se ve incrementada aún más por la presencia de los electrones del enlace que mantiene con el átomo de hidrógeno (Figura 6).

H
R — C — Ö — H ⟶ R — C → Ö ← H (δ+ on C, δ– on O)
H

Figura 6. Polaridad de los alcoholes debida al grupo hidroxilo.

Nomenclatura

Los alcoholes se nombran sustituyendo la terminación ***–o*** del hidrocarburo del que proceden por la terminación ***–ol*,** indicando con un número localizador, lo más bajo posible, la posición del grupo hidroxilo.

Como ejemplo, en la Tabla 1 se muestran los primeros compuestos de la serie de los alcoholes, y algunos alcoholes sencillos, junto con sus nombres tradicionales o comerciales, aceptados por la IUPAC.

Tabla 1. Fórmula, nombre sistemático y tradicional de algunos alcoholes sencillos

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
CH_3-OH	Metanol	Alcohol metílico
CH_3-CH_2-OH	Etanol	Alcohol etílico
$CH_3-CH_2-CH_2-OH$	1-Propanol	Alcohol *n*-propílico
OH | $CH_3-CH-CH_3$	2-Propanol	Alcohol isopropílico
OH OH OH | | | $CH_2-CH-CH_2$	Propanotriol	Glicerol o glicerina
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$	1-Butanol	Alcohol *n*-butílico
OH | $CH_3-CH_2-CH-CH_3$	2-Butanol	Alcohol *iso*-butílico
OH | CH_3-C-CH_3 | CH_3	2-Metil-2-propanol	Alcohol *terc*-butílico

Si la molécula contiene más de un grupo –OH, ésta se nombra empleando los sufijos *–diol, –triol, –tetrol*, etc…, asignando los localizadores más bajos posibles a los grupos hidroxilos. Así,

$$\begin{array}{cccc} OH & OH & & \\ 1| & 2| & 3 & 4 \\ CH_2- & CH- & CH_2- & CH_3 \end{array}$$

1,2-butanodiol

$$\begin{array}{cccc} OH & OH & OH & \\ 1| & 2| & 3| & 4 \\ CH_2- & CH- & CH- & CH_3 \end{array}$$

1,2,3-butanotriol

$$\begin{array}{cccc} OH & OH & & OH \\ 1| & 2| & 3 & 4| \\ CH_2- & CH- & CH_2- & CH_2 \end{array}$$

1,2,4-butanotriol

$$\begin{array}{cccc} OH & OH & OH & OH \\ 1| & 2| & 3| & 4| \\ CH_2- & CH- & CH- & CH_2 \end{array}$$

1,2,3,4-butanotetrol

Cuando existen varias funciones en las que el grupo hidroxilo tiene preferencia, como son los dobles o triples enlaces, se nombra el alqueno o alquino siguiendo las normas de la IUPAC, teniendo en cuenta dicho orden, sustituyendo la terminación *–o* por el número localizador que indica la posición del grupo –OH, seguido de un guión y la terminación *–ol*. Como ejemplos:

$\overset{3}{C}H_2{=}\overset{2}{C}H{-}\overset{1}{C}H_2{-}OH$ 2-propen-1-ol

$\overset{1}{C}H_2(OH){-}\overset{2}{C}H{-}\overset{3}{C}{\equiv}\overset{4}{C}H$ 3-butin-1-ol

Si el grupo –OH no es la función principal del compuesto, se nombra con la palabra *–**hidroxi***, precedida del número localizador indicador de la posición del radical hidroxilo. Así, el siguiente compuesto se trata de una cetona, y se nombra:

$\overset{1}{C}H_3{-}\overset{2}{C}(=O){-}\overset{3}{C}H_2{-}\overset{4}{C}H(OH){-}\overset{5}{C}H_3$

4-hidroxi-2-pentanona

Los fenoles se nombran de la misma forma que los alcoholes, con la terminación ***–ol*** añadida al nombre del hidrocarburo correspondiente. También se pueden nombrar con el prefijo ***–hidroxi*** seguido del nombre del hidrocarburo. Como ejemplos:

OH / OH (anillo bencénico) — 1,4-bencenodiol / 1,4-dihidroxibenceno

OH / CH_3 / CH_3 (anillo bencénico) — 2,4-dimetilfenol / 2,4-dimetilhidroxibenceno

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

a) $CH_3{-}CH(CH_3){-}CH(Br){-}CH_2{-}CH(OH){-}CH_3$

b) Ciclohexano con HO y CH_3

c) $CH_3{-}CH(Br){-}CH(Cl){-}CH_2{-}CH(OH){-}CH_2{-}CH_3$

Solución

a) **4-Bromo-5-metilhexan-2-ol** $\rightarrow$ Se elige como cadena principal la de mayor longitud: el hexano. A continuación, empezamos a numerar en el ex-

tremo derecho, para que el grupo –OH tenga el localizador más bajo, con lo que los sustituyentes los tenemos en las posiciones 4 y 5. El nombre del alcohol se construye cambiando la terminación «-o» del alcano con igual número de carbonos por «–ol».

$$\overset{6}{CH_3}-\overset{\overset{CH_3}{|}}{\overset{5}{C}H}-\overset{\overset{Br}{|}}{\overset{4}{C}H}-\overset{3}{C}H_2-\overset{\overset{OH}{|}}{\overset{2}{C}H}-\overset{1}{C}H_3$$

b) **3-Metilciclohexanol** → La cadena principal es un ciclo de seis átomos de carbono, que se comienza a numerar en el carbono que tiene el grupo –OH, y tenemos un radical en la posición 3.

HO (1) – ciclo de seis carbonos numerados 1, 2, 3, 4, 5, 6 – (3) CH_3

c) **6-Bromo-5-cloroheptan-3-ol** → La cadena principal es la de mayor longitud, el heptano, que se comienza a numerar para que el grupo –OH tenga el localizador más bajo, por lo que los sustituyentes los tenemos en las posiciones 5 y 6.

$$\overset{7}{CH_3}-\overset{\overset{Br}{|}}{\overset{6}{C}H}-\overset{\overset{Cl}{|}}{\overset{5}{C}H}-\overset{4}{C}H_2-\overset{\overset{OH}{|}}{\overset{3}{C}H}-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}H_3$$

Ejercicio 2

Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

a) Ciclohexano con O (doble enlace), OH y CH_3

b)

$$CH_3-\overset{\overset{OH}{|}}{CH}-\overset{\overset{Br}{|}}{CH}-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-COOH$$

Solución

a) **3-Hidroxi-5-metilciclohexanona** → La cadena principal es un ciclo de seis átomos de carbono, que se comienza a numerar en el carbono que tiene el **grupo principal**, que en este caso es una cetona (C=O), y tenemos un **radical hidroxi** en la posición 3, y un metil en la 5.

O (1) – ciclo de seis carbonos numerados 1, 2, 3, 4, 5, 6 – OH (3) – CH_3 (5)

b) **Ácido 4-bromo-5-hidroxi-3-metilhexanoico** → La cadena principal es la de mayor longitud (hexano), que se comienza a numerar en el carbono que tiene el **grupo principal**, carboxílico (COOH), y tenemos un **radical hidroxi** en la posición 5, y radicales en las posiciones 4 y 3.

$$\overset{6}{CH_3}-\overset{5}{\underset{}{CH}}(OH)-\overset{4}{CH}(Br)-\overset{3}{CH}(CH_3)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COOH}$$

Ejercicio 3

Escribir las fórmulas de los siguientes alcoholes:

a) 3-Metil-3,4-pentadien-2-ol.

b) 2-Propil-2-buten-1-ol.

c) Trifenilmetanol.

d) 5–Ciclohexen–1,3–diol.

e) 4-Hidroxi-5-metilhexan-2-ona.

Solución

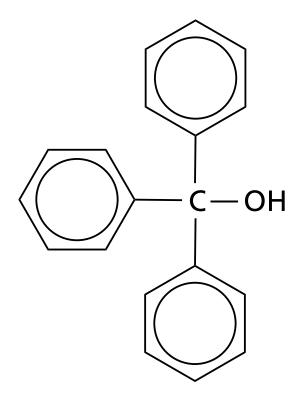
a) **3-Metil-3,4-pentadien-2-ol**

$$CH_2=C=C(CH_3)-CH(OH)-CH_3$$

b) **2-Propil-2-buten-1-ol**

$$CH_3-CH=C(CH_2-CH_2-CH_3)-CH_2-OH$$

c) **Trifenilmetanol**



d) **5-Ciclohexen-1,3-diol**

OH

OH

e) **4-Hidroxi-5-metilhexan-2-ona**

$$CH_3-CH(CH_3)-CH(OH)-CH_2-\overset{\overset{\large O}{\|}}{C}-CH_3$$

Propiedades

Los alcoholes y fenoles presentan las siguientes propiedades:

— Sus puntos de ebullición y de fusión son superiores a los de los hidrocarburos de similar peso molecular, debido a que las moléculas de los alcoholes se unen unas a otras mediante puentes de hidrógeno, fuerzas más intensas que las fuerzas de Van der Waals (Figura 7). Así, el metano tiene un punto de ebullición de -162 °C, mientras que el del metanol es de 64,5 °C.

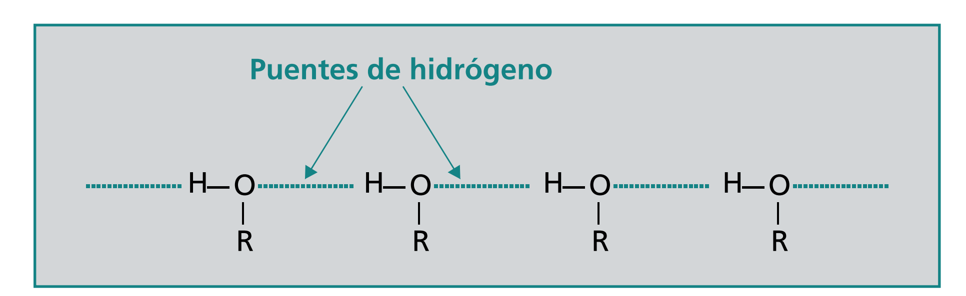


Figura 7. Enlaces por puentes de hidrógeno entre las moléculas de los alcoholes.

— Los primeros términos de la serie de los alcoholes son líquidos (los correspondientes alcanos son gases), y el resto, son sólidos.

— El grupo –OH hace que estos compuestos sean polares, y por tanto, solubles en agua. Los alcoholes de bajo peso molecular son totalmente solubles en agua, pero según va aumentando la longitud de la cadena, disminuye la solubilidad.

— El oxígeno es un elemento electronegativo, con lo que el enlace O–H está muy polarizado, y confiere a los alcoholes un cierto carácter ácido. Los fenoles son bastante más ácidos que los alcoholes, debido a que los electrones no compartidos del átomo de oxígeno están **en resonancia** con los electrones del anillo aromático. Esto hace «aumentar la electronegatividad» del oxígeno, y en consecuencia aumenta la acidez del compuesto.

Reactividad

La reactividad química de los alcoholes se debe a la fuerte electronegatividad del átomo de oxígeno, que da lugar a un enlace carbono-oxígeno fuertemente polarizado, y es muy variada.

Las reacciones más importantes que se dan en los alcoholes son las siguientes:

— Reacciones de sustitución.

— Reacciones de eliminación.

— Reacciones de oxidación.

— Reacciones de formación de ésteres.

— Reacciones de formación de sales.

Reacciones de sustitución

En las reacciones de sustitución de los alcoholes se produce la sustitución del grupo –OH, por otra especie de similares características en lo que a electronegatividad se refiere, como puede ser un halógeno, –X. La Figura 8 muestra un ejemplo de este tipo de reacción.

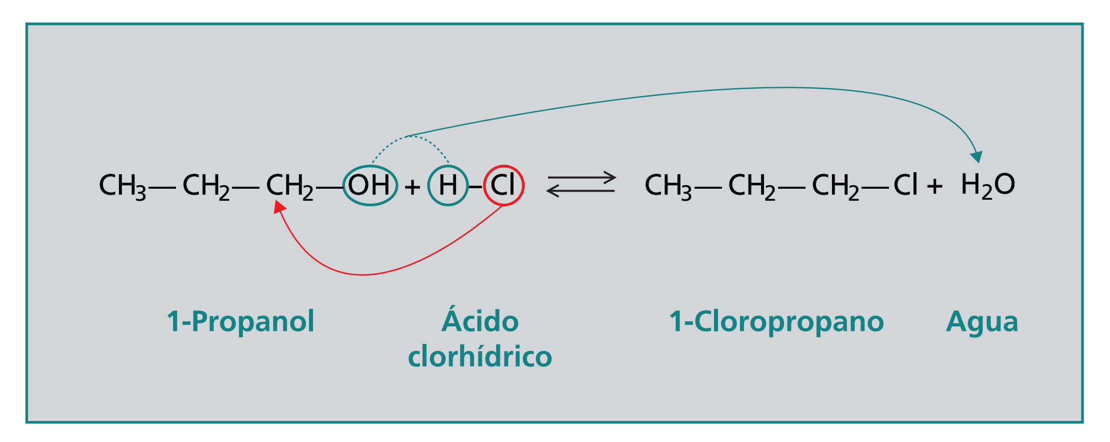


Figura 8. Reacción de sustitución del –OH del propanol por el átomo de cloro, procedente del ácido clorhídrico, donde se libera una molécula de agua.

Esta reacción se trata de un proceso reversible, de forma que si se elimina el agua que se va formando, o se adiciona un exceso de ácido clorhídrico, el equilibrio se puede desplazar completamente hacía la derecha (Principio de Le Châtelier).

Reacciones de eliminación

Los alcoholes en contacto con ácido sulfúrico diluido (20-30%) sufren reacciones de eliminación, en las que se produce la eliminación de una molécula de agua, para su posterior transformación en un éter o en un alqueno, dependiendo de la temperatura de reacción.

A una temperatura elevada, de unos 180 °C, se produce una deshidratación intramolecular, de la propia molécula del alcohol, para formar un alqueno (Figura 9).

$$CH_3—CH_2—CH_2—OH \xrightarrow[180\ °C]{H_2SO_4\ \text{diluido}} CH_3—CH{=}CH_2 + H_2O$$

1-Propanol **1-Propeno** **Agua**

Figura 9. Reacción de formación del propeno a partir del propanol, con eliminación de una molécula de agua intramolecular.

Cuando la temperatura de la reacción es algo menor (130-140 °C), se produce la pérdida de una molécula de agua a partir de dos moléculas de alcohol (deshidratación intermolecular), para formar un éter (Figura 10).

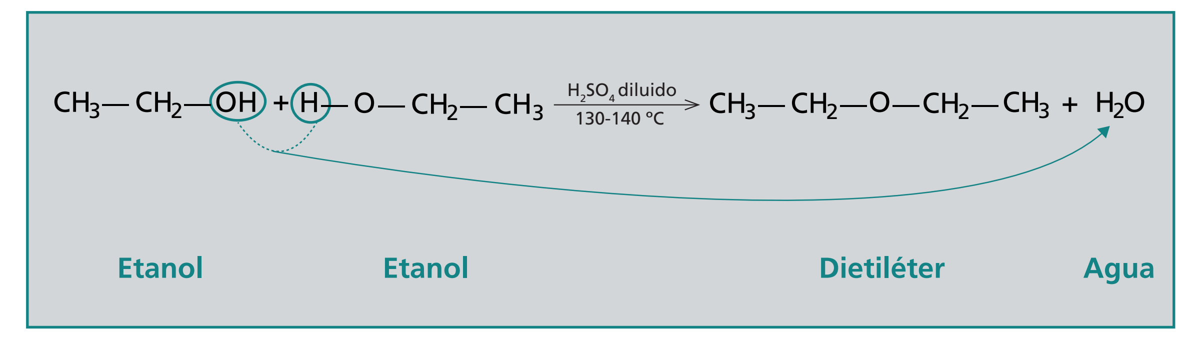


Figura 10. Formación de un éter a partir de dos moléculas de etanol, a elevada temperatura en medio ácido, con eliminación de una molécula de agua.

Reacciones de oxidación

Los alcoholes sufren reacciones de oxidación dando lugar a productos de reacción diferentes en función del tipo de alcohol (primario, secundario o terciario) que sufre dicha oxidación. Es por ello que este tipo de reacciones se utiliza para distinguir unos alcoholes de otros. Los alcoholes primarios se oxidan fácilmente a aldehídos, y éstos, a su vez, se oxidan a ácidos carboxílicos (Figura 11).

$$CH_3-CH_2-CH_2-OH \xrightarrow[H^+]{K_2Cr_2O_7} CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-H \xrightarrow[H^+]{K_2Cr_2O_7} CH_3-CH_2-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-OH$$

1-Propanol **Propanal** **Ácido propanoico**

Figura 11. Reacción de oxidación del propanol, en medio ácido, y en presencia de un oxidante fuerte. Se origina el aldehído propanal, que se oxida a ácido propanoico.

Los alcoholes secundarios se oxidan formando una cetona, mediante un proceso de reacción más lento (Figura 12).

$$CH_3-\overset{\overset{\displaystyle OH}{|}}{C}H-CH_3 \xrightarrow[H^+]{K_2Cr_2O_7} CH_3-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-CH_3$$

2-Propanol **Propanona**

Figura 12. Reacción de oxidación del 2-propanol, en la que se forma una cetona.

Los alcoholes terciarios no se oxidan en condiciones normales, sólo lo hacen con oxidantes muy enérgicos, pero en medios muy ácidos se deshidratan para formar alquenos, que posteriormente se oxidan formando una cetona (Figura 13).

$$CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\underset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{|}{C}}}}-OH \xrightarrow{HNO_3} CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}=CH_2 \xrightarrow{HNO_3} CH_3-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}=O + CO_2 + H_2O$$

Terc-butanol 2-Metilpropeno Dimetilcetona

Figura 13. Reacción de un alcohol terciario en medio ácido.

Reacciones de formación de ésteres

Los alcoholes pueden reaccionar con cloruros de ácido, con ácidos carboxílicos o con ácidos inorgánicos para formar ésteres. Como ejemplo, en la Figura 14 se muestra la reacción del metanol con un ácido carboxílico, el ácido propanoico.

$$CH_3-O-H + H-O-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-CH_2-CH_3 \longrightarrow CH_3-O-\overset{\displaystyle O}{\overset{\|}{C}}-CH_2-CH_3 + H_2O$$

Metanol Ácido propanoico Propanoato de metilo Agua

Figura 14. Reacción del metanol con el ácido propanoico, en la que se forma propanoato de metilo y se libera agua.

Reacciones de formación de sales

Los alcoholes alifáticos y los fenoles pueden reaccionar con sustancias básicas diluidas para formar una sal. En el caso de los alcoholes alifáticos, son necesarias condiciones de reacción más drásticas (un reactivo más nucleófilo). Como ejemplo, en la Figura 15 se muestra la reacción del fenol con hidróxido sódico.

$$C_6H_5OH + NaOH\text{ (diluido)} \longrightarrow C_6H_5O^-Na^+ + H_2O$$

Fenol Hidróxido sódico Fenóxido sódico Agua

Figura 15. Reacción del fenol con hidróxido sódico diluido, en la que se forma fenóxido sódico (sal) y se libera agua.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indicar una reacción que permita diferenciar el 1-butanol del 2-butanol.

Solución

El 1-butanol es un alcohol primario por lo que se oxida con permanganato potásico hasta formar un aldehído, mientras que el 2-butanol es un alcohol secundario que se oxida en las mismas condiciones para dar una cetona:

1-Butanol: $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2OH + KMnO_4 \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–COH$ (Butanal)

$\xrightarrow{\text{oxida}} CH_3–CH_2–CH_2–COOH$ (Ác. Butanoico)

2-Butanol: $CH_3–CH_2–CHOH–CH_3 + KMnO_4 \rightarrow CH_3–CH_2–CO–CH_3$ (Butanona)

Ejercicio 2

Deshidratando una cierta cantidad de un alcohol primario de masa molecular 60, se obtiene un hidrocarburo capaz de adicionar bromo. ¿Cuál es la fórmula del alcohol? (Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1).

Solución

La fórmula general de los alcoholes es $C_nH_{2n+2}O$, y su masa molecular general es:

$$M = 12\ n + 2\ n + 2 + 16 = 14n + 18$$

En este caso: 14n + 18 = 60 (según el enunciado), por lo que n = 3. Por lo tanto, la formula molecular del alcohol es: C_3H_8O, y como nos dicen que es un alcohol primario su fórmula semidesarrollada es:

$$CH_3–CH_2–CH_2OH$$

Las reacciones de deshidratación y posterior bromación son:

$$CH_3–CH_2–CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3–CH{=}CH_2 + H_2O$$

$$CH_3–CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_3–CHBr–CH_2Br$$

Ejercicio 3

¿Qué reacciones tienen lugar para convertir el 1-propanol en su isómero el 2-propanol?

Solución

En primer lugar tiene lugar una deshidratación del 1-propanol a propeno, y éste con ácido sulfúrico e hidrólisis se convierte en el 2-propanol:

$$CH_3–CH_2–CH_2OH \rightarrow CH_3–CH{=}CH_2 + H_2O$$

$$CH_3–CH{=}CH_2 \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3–CH(OSO_3H)–CH_3$$

$$CH_3–CH(OSO_3H)–CH_3 + H_2O \rightarrow CH_3–CHOH–CH_3 + H_2SO_4$$

Ejercicio 4

A partir del 2-propanol, como único producto orgánico, formúlese la síntesis de los compuestos siguientes:

a) 2-Bromo-propano.

b) Cloruro de alilo (3-cloro-1-propeno).

Solución

a) $CH_3–CH(OH)–CH_3 + HBr \rightarrow CH_3–CHBr–CH_3 + H_2O$

b) $CH_3–CH(OH)–CH_3 + H_2SO_4 \rightarrow CH_2{=}CH\text{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_2{=}CH–CH_2Cl + HCl$

Ejercicio 5

Escribir la fórmula semidesarrollada y el nombre de un alcohol del que se sabe que:

a) es saturado,

b) su contenido de oxígeno es 21,62 %,

c) por oxidación da una cetona. (Masa atómica O = 16)

Solución

a) Si es un alcohol saturado su fórmula es: $C_nH_{2n+2}O$

b) La masa molecular de un alcohol es:

$$M = 12\ n + 2\ n + 2 + 16 = 14n + 18$$

Su contenido en oxígeno es:

$$\frac{16}{14n + 18} \times 100 = 21{,}62$$

Resolviendo esta ecuación tenemos que: n = 4

c) Como por oxidación da una cetona, tiene que ser un alcohol secundario de n = 4, luego es el **2-butanol**

$$\mathbf{CH_3–CHOH–CH_2–CH_3}$$

Ejercicio 6

Identificar, indicando su nombre y fórmula, los siguientes compuestos:

a) $C_4H_{10}O$ (**A**), fácilmente deshidratable pero no oxidable.

b) El diol $C_4H_{10}O_2$ (**B**) que se oxida a un ácido dicarboxílico (**C**).

c) $C_5H_{12}O$ (**D**), oxidable a una cetona (**E**) y reducible con HI a metilbutano.

d) C_2H_6O (**F**), oxidable a ácido acético.

Solución

a) $C_4H_{10}O$ (**A**), fácilmente deshidratable pero no oxidable.

El compuesto **A** es un alcohol terciario para que se cumpla lo del enunciado, puesto que éstos no se oxidan en condiciones normales. El único posible con dicha fórmula es:

$$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{\overset{OH}{|}}{C}}-CH_3$$

2-Metil-2-propanol (A) (*terc*-butanol)

b) el diol $C_4H_{10}O_2$ (**B**) que se oxida a un ácido dicarboxílico (**C**)

Para que se oxide a un ácido dicarboxílico los dos grupos alcohol tienen que estar en los carbonos extremos, luego tiene que ser:

$OH–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–OH$: **1,4-Butanodiol (B)**

$HOOC–CH_2–CH_2–COOH$: **Ácido Butanodioico (C)**

c) $C_5H_{12}O$ (**D**), oxidable a una cetona (**E**) y reducible con HI a metilbutano.

El compuesto **D** tiene que ser un alcohol secundario para que se pueda oxidar a una cetona, y como se reduce a metilbutano, tiene que tener unido un radical metil, por lo que tiene que ser

$$CH_3-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-\overset{\overset{OH}{|}}{CH}-CH_3$$

3-Metil-2-butanol (D)

Ciertos agentes reductores son utilizados para retirar el grupo –OH de los alcoholes y formar alcanos.

El compuesto **D** al oxidarse produce la cetona **E**:

$CH_3–CH(CH_3)–CO–CH_3$: **Metilbutanona (E)**

d) El compuesto **F** (C_2H_6O) tiene que ser un alcohol primario para que al oxidarse produzca ácido acético. Por la fórmula tiene que ser el etanol, que por oxidación produce primero etanal (acetaldehído), y después ácido etanoico (ácido acético), que es el proceso que sufren los vinos cuando se avinagran al dejarlos durante un tiempo en contacto con el aire, se oxidan formándose ácido acético:

Etanol (F): $CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3CHOH \rightarrow CH_3–COOH$

1.2. Éteres

Los éteres pueden considerarse, al igual que los alcoholes, compuestos derivados de la molécula de agua, en la que los dos hidrógenos han sido sustituidos por dos radicales (alquilo o arilo), cuya fórmula se puede representar como R — O — R´ (Figura 16).

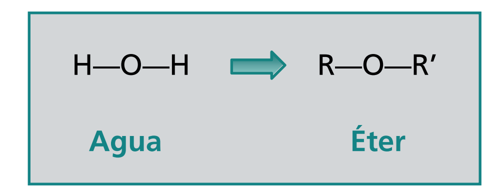


Figura 16. El éter como derivado de la molécula de agua, siendo R y R´ radicales alquilo o arilo.

Si estos dos radicales son iguales, se obtiene un éter simétrico o simple, mientras que si son diferentes, se trata de un éter asimétrico o mixto (Figura 17).

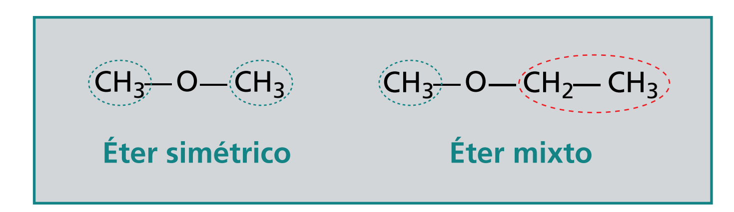


Figura 17. Ejemplos de éter simétrico y éter mixto.

Los éteres se encuentran en la naturaleza formando parte de la resina de las plantas o de los colorantes de las flores. Su uso más frecuente en la industria es como disolvente de perfumes, grasas o aceites, y para la obtención de resistentes pegamentos.

El dietiléter, éter etílico o éter es el compuesto más importante de este grupo. Se trata de un compuesto líquido muy volátil e inflamable, con un olor característico, que ha sido empleado durante mucho tiempo como anestésico. En los laboratorios es probablemente el compuesto más utilizado para llevar a cabo procesos de extracción.

Características

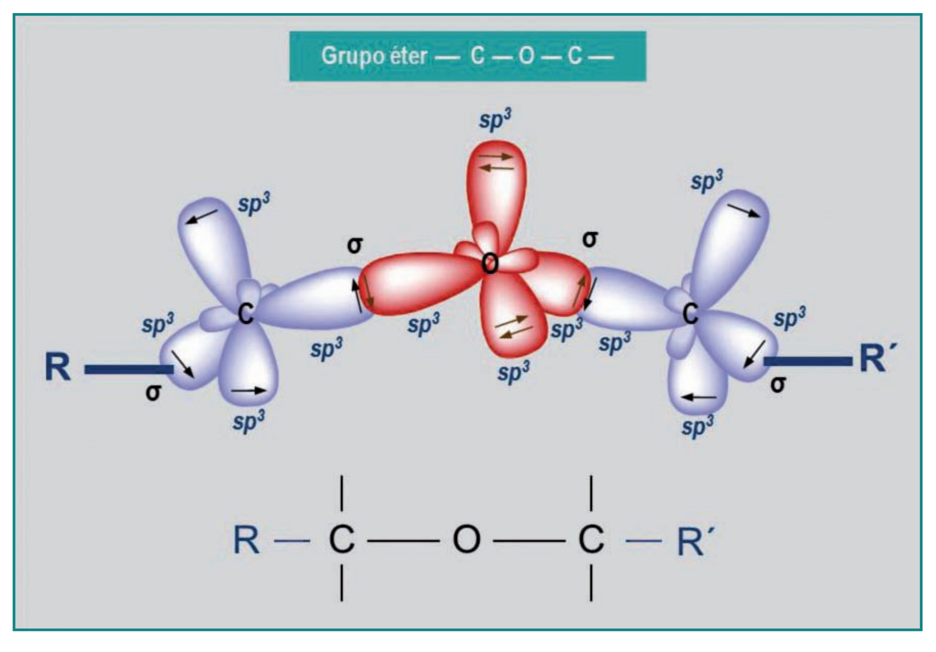


Figura 18. Estructura de un éter. El oxígeno sufre hibridación sp^3, y en este caso se une a dos carbonos que también poseen hibridación sp^3.

El átomo de oxígeno situado entre las dos cadenas sufre hibridación sp^3, al igual que en los alcoholes. Dispone de cuatro orbitales híbridos sp^3, dos de ellos llenos y los otros dos con un electrón desapareado cada uno. Estos últimos se combinan con dos orbitales híbridos de dos átomos de carbono para formar un enlace covalente tipo σ. En la figura 18 se muestra la disposición de los orbitales de un éter, en el que el átomo de oxígeno está unido a dos átomos de carbono que han sufrido hibridación sp^3.

Nomenclatura

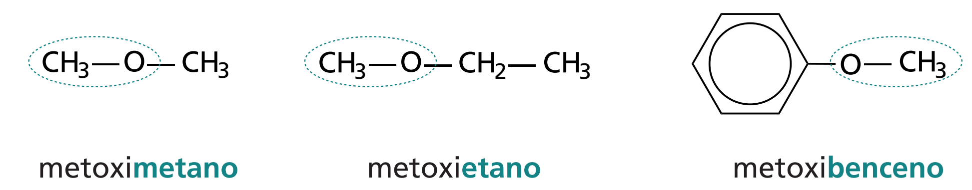
Los éteres pueden nombrarse de dos formas diferentes:

1. Se nombran los dos radicales unidos al oxígeno como derivados de dos grupos alquilo, ordenados alfabéticamente, terminando el nombre en la palabra ***éter.*** Así:

$CH_3—O—CH_3$ | $CH_3—O—CH_2—CH_3$ | $C_6H_5—O—CH_3$

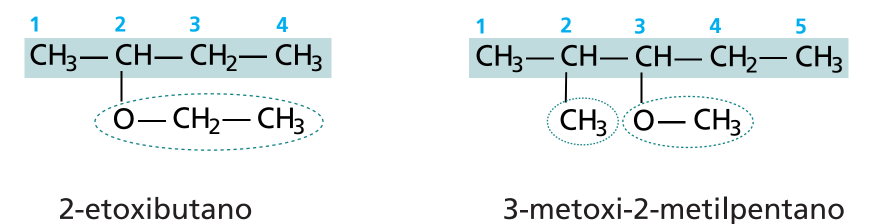
Dietil **éter** | etil metil **éter** | fenil metil **éter**

2. También se pueden nombrar como alcoxiderivados del grupo más complejo de los dos. Es decir, el grupo alcóxido R — O — se nombra como sustituyente de la cadena más larga, indicando con un localizador lo más bajo posible su posición. En este caso, el radical se nombra cambiando la terminación del hidrocarburo correspondiente (*-ano* en el caso de los alcanos) por la terminación ***–oxi.*** Los anteriores compuestos se pueden nombrar como:



metoxi**metano** | metoxi**etano** | metoxi**benceno**

Otros compuestos más complejos:



2-etoxibutano | 3-metoxi-2-metilpentano

Propiedades

Los éteres presentan las siguientes propiedades:

— Poseen un cierto carácter básico debido a que el átomo de oxígeno cuenta con dos pares electrónicos sin compartir. Esto hace que puedan formar muchos complejos estables con sustancias que se comportan como ácidos de Lewis.

— Los puntos de ebullición y fusión son relativamente bajos, comparados con los hidrocarburos de similar masa molecular, puesto que no forman puentes de hidrógeno entre sus moléculas, como es el caso de los alcoholes, al no poseer átomos de hidrógeno unidos al oxígeno.

— Son compuestos apolares, aunque menos que los hidrocarburos, debido a la existencia del átomo de oxígeno. Son, por tanto, buenos disolventes de compuestos orgánicos, siendo muy utilizados en procesos de extracción, tanto a nivel de investigación como a nivel industrial.

— El dietiléter, éter etílico o éter es el compuesto más importante de este grupo. Se trata de un compuesto líquido muy volátil e inflamable, con un olor característico, que ha sido empleado como anestésico.

Reactividad

Los éteres son químicamente muy inertes dada la dificultad que presenta romper el enlace carbono-oxígeno. Por ello se necesitan condiciones muy drásticas para que transcurran sus reacciones. Así, los éteres están involucrados principalmente en dos tipos de reacciones. En una de ellas se comporta como base de Lewis, y en la otra se produce la rotura del enlace carbono-oxígeno.

Reacciones como base de Lewis

Las moléculas de éter pueden reaccionar con ácidos fuertes, tales como el ácido sulfúrico, o con ácidos de Lewis como el trifluoruro de boro (BF_3), para formar las denominadas **sales de oxonio** (Figura 19). Con los ácidos protónicos fuertes dan lugar a sales inestables de oxonio.

$$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3 + BF_3 \longrightarrow CH_3—CH_2—\overset{+}{O}(—{}^{-}BF_3)—CH_2—CH_3$$

Dietiléter — Trifluoruro de boro — Sal de oxonio

Figura 19. Reacción del dietiléter con un ácido de Lewis, el trifluoruro de boro.

Reacciones con rotura de enlace C–O

Los éteres pueden romper su enlace C–O mediante el ataque de los halogenuros de hidrógeno, y formar dos moléculas independientes. La reactividad del halogenuro de yodo es mayor que la del halogenuro de bromo, y ésta mayor que la del halogenuro de cloro. Si se trata de un éter alifático, se forman las dos moléculas del halogenuro de alquilo correspondiente, mientras que si el éter es aromático, es decir, contiene un radical arilo, se formará el haluro de alquilo correspondiente y fenol. En la Figura 20 se muestra de forma general la reacción de los ésteres con un halogenuro de alquilo.

Éter alifático

$$R{-}O{-}R' + 2H{-}I \longrightarrow R{-}I + R'{-}I + H_2O$$

Éter aromático-alifático

$$Ar{-}O{-}R + H{-}I \longrightarrow Ar{-}OH + R{-}I$$

Halogenuro de yodo **Fenol**

Figura 20. Reacción general de los ésteres en presencia de halogenuro de yodo, en la que se produce la rotura del enlace éter del grupo alifático. El enlace C–O aromático es mucho más difícil de romper, con lo que se forma fenol.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Dados los siguientes compuestos:

a) Dietil éter.

b) Ácido butanoico.

c) 2-Butanona.

d) 2-Butanol.

Indicar si existe algún tipo de isomería entre alguno de ellos y, en caso afirmativo, especificar qué tipo y representar sus moléculas.

Solución

Los compuestos a) dietil éter y d) 2-butanol, son **isómeros de función:**

$CH_3{-}CH_2{-}O{-}CH_2{-}CH_3$ Dietil éter

$CH_3{-}CH_2{-}CHOH{-}CH_3$ 2-Butanol

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3{-}CH(CH_3){-}O{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_3$

b) $C_6H_5{-}CH_2{-}O{-}C_6H_5$

c) (3-etoxi-1-metilciclohexano: anillo de ciclohexano con CH_3 y $O—CH_2—CH_3$)

d) $CH_3—O—CH_2—CH_2—O—CH_2—CH_2—OH$

Solución

a) **Isobutil isopropil éter** → nombrar los dos radicales, por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter.** También se nombran interponiendo la partícula «**-oxi-**» entre los dos radicales, considerando el compuesto como derivado del radical más complejo: **1-Isopropoxi-2-metilpropano.**

$$CH_3—CH(CH_3)—O—CH_2—CH(CH_3)—CH_3$$

b) **Bencil fenil éter** → se nombran los dos radicales, por orden alfabético, seguidos de la palabra **éter.**

$$C_6H_5—CH_2—O—C_6H_5$$

c) **1-Etoxi-3-metilciclohexano** o **Etil 3-metilciclohexil éter.**

(anillo de ciclohexano con CH_3 y $O—CH_2—CH_3$)

d) **3,6-Dioxaheptan-1-ol** → si aparecen varios grupos éter se nombran como si cada uno substituyera a un CH_2 a través de la partícula **-oxa-**. El grupo principal es la función alcohol, dándole el localizador más bajo.

$$CH_3—O—CH_2—CH_2—O—CH_2—CH_2—OH$$

Ejercicio 3

Representar los siguientes éteres:

a) Metil pent-2-il éter.

b) 2,3-Epoxibutano.

c) 1,2-Dimetoxietano.

d) 3-Etil-2-metoxipentano.

Solución

a) **Metil pent-2-il éter**

$$CH_3—CH_2—CH_2—\underset{\underset{O—CH_3}{|}}{CH}—CH_3$$

b) **2,3-Epoxibutano** → cuando un grupo éter está unido a dos carbonos contiguos de un hidrocarburo se nombra con la partícula **epoxi-,** por lo que el compuesto es:

$$CH_3—CH—CH—CH_3 \quad (\text{puente } O \text{ entre los dos } CH)$$

c) **1,2-Dimetoxietano**

$$CH_3—O—CH_2—CH_2—O—CH_3$$

d) **3-Etil-2-metoxipentano**

$$CH_3—CH_2—\overset{\overset{CH_2—CH_3}{|}}{CH}—\underset{\underset{O—CH_3}{|}}{CH}—CH_3$$

Ejercicio 4

Explicar por qué existe diferencia entre los puntos de ebullición de los dos compuestos isómeros: etanol (78,3 °C) y éter dimetílico (-24 °C).

Solución

El etanol hierve a una temperatura más elevada que su isómero el éter dimetílico, porque es un alcohol (grupos –OH) y sus moléculas se encuentran asociadas por puentes de hidrógeno.

Ejercicio 5

Completar las reacciones siguientes:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_2–CH_3 + BF_3 \rightarrow$

b) $CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3 + HI \rightarrow$

c) $CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3 + O_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2–O–CH_2–CH_2–CH_3 + BF_3 \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–\underset{\underset{^{-}BF_3}{|}}{O^+}–CH_2–CH_2–CH_3$

Sal de oxonio

b) $CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3 + 2\ HI \rightarrow 2\ CH_3–CH_2–I + 2\ H_2O$

c) $CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3 + O_2 \rightarrow CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3$ (con OOH unido al carbono del grupo CH_2 enlazado al O)

Hidroperóxido de 1- etoxietilo

Una de las reacciones de los éteres es un proceso no deseado: la formación de hidroperóxidos y peróxidos por reacción con el oxígeno atmosférico. Algunos peróxidos son inestables y pueden producir explosiones violentas. Por ello, hay que tener cuidado cuando se deja un éter al aire en reposo, pues son muy inflamables.

1.3. Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y cetonas son los compuestos orgánicos que se caracterizan por contener el mismo grupo funcional, el **grupo carbonilo**, **–C=O.**

Los aldehídos contienen el grupo carbonilo en el extremo de la cadena carbonada, unido por tanto a un hidrógeno y a un radical, mientras que las cetonas contienen el grupo carbonilo dentro de la cadena, y por tanto, unido a dos radicales, alquilos o arilos (Figura 21). Al igual que los éteres, las cetonas pueden ser simétricas o asimétricas, dependiendo si tienen los dos radicales iguales o diferentes, respectivamente.

$R–C(=O)–H \Rightarrow R–CHO$

Aldehídos

$R–C(=O)–R' \Rightarrow R–CO–R'$

Cetonas

Figura 21. Fórmula general de aldehídos y cetonas, siendo R y R´ radicales alquilo o arilo, respectivamente.

Ambos grupos de compuestos se estudian conjuntamente puesto que presentan una reactividad similar.

Los aldehídos y cetonas se encuentran ampliamente distribuidos en la naturaleza, formando parte de los aromas naturales de frutas y flores, por lo que una de sus muchas aplicaciones está relacionada con la perfumería y la cosmética. Así, el aroma de la canela se debe al aldehído cinámico, o el de las almendras amargas al benzaldehído.

El aldehído más sencillo, el formaldehído, H–CHO, se emplea como conservante de numerosos productos cosméticos, o como materia prima para la fabricación de plásticos y resinas. Por otro lado, la molécula de glucosa, en su forma abierta contiene en su estructura un grupo aldehído.

Las cetonas se emplean como disolventes de lacas y resinas, así como para la fabricación de resinas epoxi y poliuretanos. La dimetilcetona o acetona es comúnmente utilizada como disolvente de las lacas de uñas. Otros compuestos importantes para la vida, como carbohidratos (fructosa) u hormonas (cortisona, testosterona) son cetonas.

Características

— En el grupo carbonilo, –C=O, el carbono está unido al átomo de oxígeno mediante un doble enlace, siendo un enlace tipo σ y el otro tipo π, similar al doble enlace carbono carbono, –C=C–.

— Tanto el átomo de carbono como el átomo de oxígeno presentan hibridación sp^2, es decir, contienen 3 orbitales híbridos en disposición trigonal. En el caso del carbono, cada uno de estos orbitales posee un electrón desapareado. Sin embargo, en el oxígeno, dada su configuración electrónica ($1s^2\ 2s^2\ 2p^4$), dos de estos 3 orbitales híbridos se quedan con un par de electrones, mientras que el tercero se queda con un electrón. Además, el oxigeno tiene un orbital 2*p* sin hibridar y conteniendo un electrón desapareado (Figura 22).

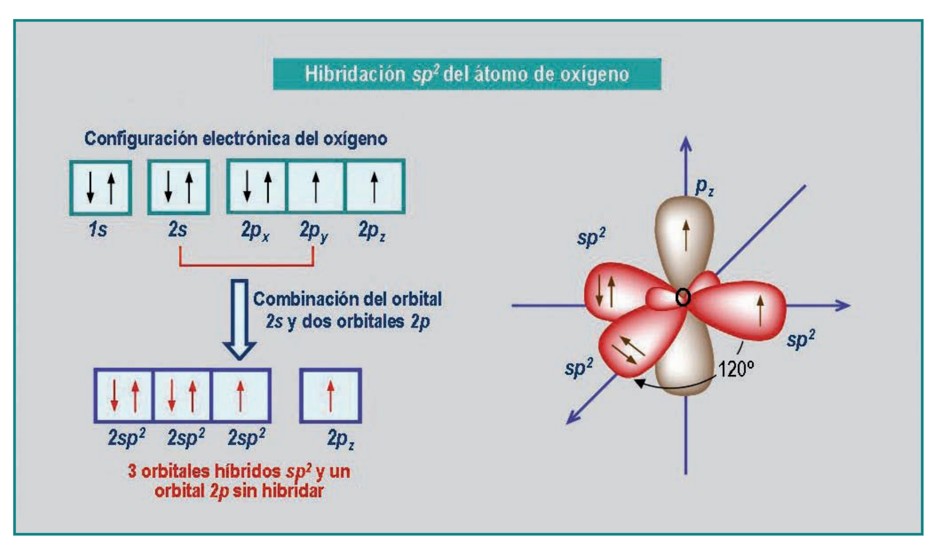


Figura 22. Hibridación sp^2 del átomo de oxígeno, en la que se forman 3 orbitales híbridos sp^2, dos de los cuales están llenos y el tercero contiene un electrón desapareado.

— El enlace σ del grupo carbonilo se forma entre un orbital híbrido sp^2 del carbono y el orbital híbrido sp^2 del oxígeno que contiene el electrón sin aparear. El enlace π se forma por solapamiento lateral de los orbitales $2p_z$ sin hibridar de ambos átomos (Figura 23).

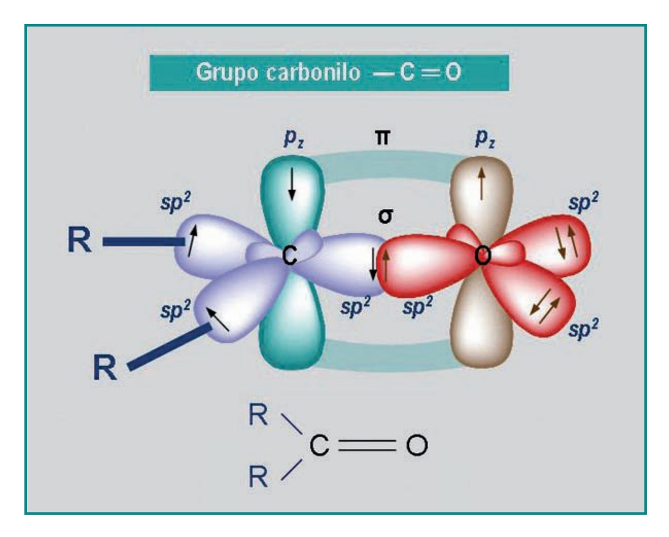


Figura 23. Disposición de los orbitales en el grupo carbonilo.

— La distribución electrónica en el grupo carbonilo, dada la diferencia de electronegatividad entre el átomo de carbono y el de oxígeno no es simétrica, como ocurre en el caso de los alquenos (doble enlace –C=C–). Por tanto, el oxígeno, átomo más electronegativo, atrae con más fuerza los electrones del enlace, originando una polaridad molecular muy intensa y un carácter iónico también fuerte. Se puede decir que existe una resonancia entre la forma covalente y la iónica (Figura 24).

Figura 24. Polaridad en el enlace del grupo carbonilo.

— En los aldehídos, el carbono del grupo carbonilo utiliza un orbital híbrido para unirse al hidrógeno, y el otro para unirse a otro átomo de carbono, excepto para la formación del primer compuesto de la serie, el formaldehído, que se une a otro átomo de hidrógeno (Figura 25).

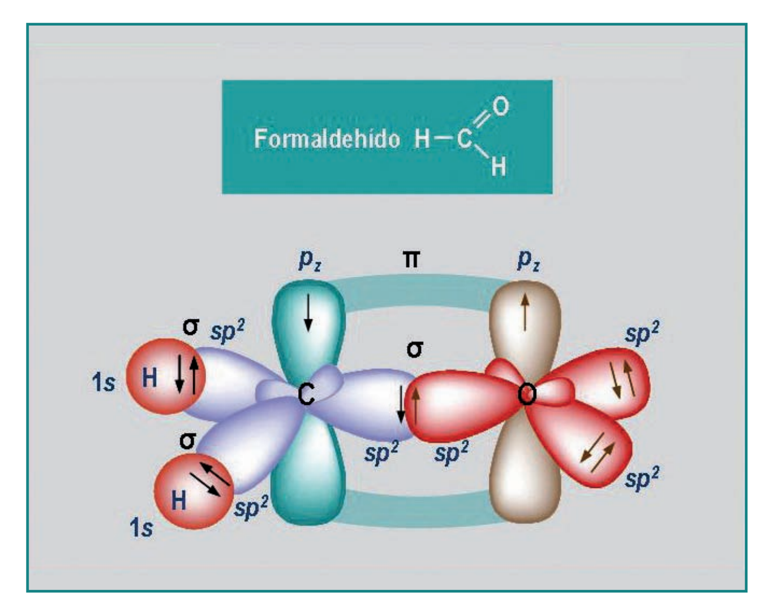


Figura 25. Estructura orbital del formaldehído.

— En las cetonas, el carbono emplea sus dos orbitales híbridos para unirse a dos átomos de carbono.

Nomenclatura

- **Aldehídos**

Los aldehídos se nombran cambiando la terminación ***–o*** del hidrocarburo correspondiente por la terminación ***–al***. Se comienza a numerar la cadena por el átomo de carbono que contiene el grupo funcional –C=O, por lo que no es necesario especificar la posición de este grupo puesto que siempre ocupa la primera posición. La cadena principal siempre es la más larga que contiene el grupo carbonilo.

En la Tabla 2 se muestran los primeros términos de la serie y algunos aldehídos importantes junto con su nomenclatura IUPAC y su nomenclatura tradicional o comercial, también aceptada por la IUPAC.

Tabla 2. Fórmula, nomenclatura IUPAC y nomenclatura tradicional de algunos aldehídos

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
$H-C(=O)-H \longrightarrow H-CHO$	Metanal	Formaldehído
CH_3-CHO	Etanal	Acetaldehido
CH_3-CH_2-CHO	Propanal	Propanaldehído
$CH_3-CH_2-CH_2-CHO$	Butanal	Butanaldehído
C_6H_5-CHO (anillo bencénico con CHO)	Bencenocarbaldehído	Benzaldehído
$CH_2=CH-CHO$	Propenal	Acroleína (acrilaldehído)
$CH_2(OH)-CH(OH)-CHO$	2,3-Dihidroxipropanal	Gliceraldehído
$OHC-CH_2-CHO$	Propanodial	Malonaldehído (aldehído masónico)

Para la correcta formulación y nomenclatura de los aldehídos hay que tener en cuenta las siguientes consideraciones:

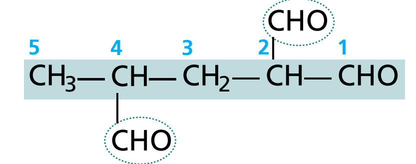
— Si existen dos grupos aldehídos, el compuesto se nombra con la terminación *–dial*. Al tener dos grupos aldehídos, uno en cada extremo, serán los otros grupos presentes quienes determinen el orden de numeración de la cadena. Así:

$$OHC-CH_2-CH_2-CHO$$

Butano**dial**

— Si existen tres o más grupos aldehídos, se utiliza el prefijo ***formil-*** para nombrar los grupos que están en las cadenas laterales o en el caso de que la función aldehído sea secundaria. También pueden considerarse todos los grupos carbonilos de la cadena como radicales. En este caso, el carbono del grupo funcional no se incluye en la numeración de la cadena y se nombran con la palabra **carbaldehído.** El siguiente compuesto se puede nombrar de diferentes formas:

Opción A



2,4-diformilpentanal

Opción B

$$\overset{4}{C}H_3-\overset{4}{C}H(\overset{5}{C}HO)-\overset{3}{C}H_2-\overset{2}{C}H(CHO)-\overset{1}{C}HO$$

2-formil-4-metilpentanodial

Opción C

$$\overset{4}{C}H_3-\overset{3}{C}H(CHO)-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}H(CHO)-CHO$$

1,1,3-butanotricarbaldehído

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Representar los compuestos siguientes:

a) 3-Metilpentanal.

b) 2-Clorobutanodial.

c) *m*-Metilbenzaldehído.

d) 4-Hidroxi-3-metoxibenzaldehido.

e) 2,3-Diformilhexanodial.

Solución

a) **3-Metilpentanal**

$$CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}H}-CH_2-CHO$$

b) **2-Clorobutanodial** → al tener la terminación «dial» significa que existen dos grupos aldehídos en los extremos de la cadena carbonada:

$$OHC-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}H}-CH_2-CHO$$

c) ***m*-Metilbenzaldehído o *m*-metilbencenocarbaldehído**

(Anillo bencénico con CH_3 y, en posición *meta*, CHO)

d) **4-Hidroxi-3-metoxibenzaldehido**

OH
O— CH_3
CHO

e) **2,3-Diformilhexanodial** → cuando existen tres o más grupos aldehídos, se utiliza el prefijo *formil-* para nombrar los grupos que están en las cadenas laterales y si hay dos grupos aldehídos, el compuesto se nombra con la terminación *–dial,* por lo que en este compuesto debemos representar dos grupos *-formil* (radicales en 2 y 3) y los dos grupos *–dial* en los extremos de la cadena.

```
              CHO
               |
OHC—CH—CH—CH2—CH2—CHO
     |
    CHO
```

Ejercicio 2

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) OHC— CH_2— CH_2— CH_2— CHO

b)
```
           OH
           |
OH— CH2— CH— CHO
```

c) OHC— CH_2— C≡C— CHO

d)
```
OHC— CH2— CH— CH2— CH— CH2— CHO
           |         |
          CHO       CHO
```

Solución

a) **Pentanodial** → los aldehídos se nombran reemplazando la terminación «-ano» del alcano correspondiente por «-al». No es necesario especificar la posición del grupo aldehído, puesto que ocupa el extremo de la cadena (localizador 1). Cuando la cadena contiene dos funciones aldehído se emplea el sufijo «-dial».

OHC— CH_2— CH_2— CH_2— CHO

b) **2,3-Dihidroxipropanal**

```
           OH
           |
OH— CH2— CH— CHO
```

c) **2-Pentindial**

$$OHC-CH_2-C\equiv C-CHO$$

d) **1,2,4,5-Pentanotetracarbaldehído** → cuando existen tres o más grupos aldehídos también se pueden denominar como –*carbaldehído*, considerándose todos los grupos carbonilos de la cadena como radicales. En este caso, el carbono del grupo funcional no se incluye en la numeración de la cadena.

$$OHC-CH_2-\underset{\displaystyle CHO}{\underset{|}{CH}}-CH_2-\underset{\displaystyle CHO}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CHO$$

Ejercicio 3

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) $CH\equiv C-CH(C_3H_5)-CH_2-CHO$ (ciclopropilo en el C–H)

b) $CH_3-CH=C(C_6H_5)-CH_2-CHO$ (fenilo en el C)

c) Ciclopentano con CHO y Br

d) Ciclohexano con COOH y CHO

Solución

a) **3-Ciclopropil-4-pentinal**

$$CH\equiv C-CH(C_3H_5)-CH_2-CHO$$

b) **3-Fenil-3-pentenal**

$$CH_3-CH=C(C_6H_5)-CH_2-CHO$$

c) **3-Bromociclopentanocarbaldehído** → cuando el grupo aldehído está unido directamente a un sistema cíclico, para nombrarlo se añade el sufijo –*carbaldehído* al nombre del hidrocarburo del que proceda.

CHO
(ciclopentano con CHO y Br)
Br

d) **Ácido 3-formilciclohexanocarboxílico** → cuando en la molécula existe un grupo prioritario al aldehído, éste pasa a ser un sustituyente que se nombra como *formil-*.

COOH
(ciclohexano con COOH y CHO)
CHO

- **Cetonas**

Los cetonas se pueden nombrar de dos formas:

— Sustituyendo la terminación ***–o*** del hidrocarburo correspondiente por la terminación ***–ona***, indicando la posición del grupo carbonilo con el número localizador más bajo.

— Anteponiendo a la palabra ***cetona*** el nombre de los dos radicales que están unidos al grupo carbonilo, ordenándolos alfabéticamente.

En la Tabla 3 se incluyen las posibles nomenclaturas de las primeras cetonas de la serie y algunas cetonas características.

Tabla 3. Fórmula, nomenclatura sistemática (IUPAC) y nomenclatura por radicales de algunas cetonas importantes

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
$CH_3—CO—CH_3$	Propanona	Dimetilcetona (Acetona)
$CH_3—CO—CH_2—CH_3$	Butanona	Etil metil cetona
$CH_3—CO—CH_2—CH_2—CH_3$	2-Pentanona	Metil propil cetona
$CH_3—CH_2—CO—CH_2—CH_3$	3-Pentanona	Dietil cetona
$CH_2=CH—CO—CH_3$	3-Buten-2-ona	Metil vinil cetona
$C_6H_5—CO—C_6H_5$ (dos anillos bencénicos unidos por CO)		Difenil cetona

Cuando la función cetona no es el grupo funcional principal del compuesto, éste se nombra con el prefijo ***–oxo***. Así, algunos ejemplos:

$CH_3—CO—CH_2—CHO$ — 3-oxobutanal

$CH_3—CH_2—CO—COOH$ — ácido 2-oxobutanoico

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Representar los compuestos siguientes:

a) Pentano-2,4-diona.

b) Pent-1-en-4-in-3-ona.

c) 1,3,5-Ciclohexanotriona.

d) 1,4-Heptadien-3-ona.

Solución

a) **Pentano-2,4-diona** → $CH_3–CO–CH_2–CO–CH_3$

b) **Pent-1-en-4-in-3-ona** → $CH{\equiv}C–CO–CH{=}CH_2$

c) **1,3,5-Ciclohexanotriona** →

O

O O

d) **1,4-Heptadien-3-ona** → $CH_3–CH_2–CH{=}CH–CO–CH{=}CH_2$

Ejercicio 2

Representar las fórmulas de los siguientes compuestos: *a)* 3-Oxobutanal; *b)* 3-Metilciclopentanona; *c)* 2-Metil-3,5-octadiona; *d)* 1-Bromo-2-metil-3-pentanona o etil(1-bromo)isopropilcetona.

Solución

a) **3-Oxobutanal** → $CH_3–CO–CH_2–CHO$

Cuando la función cetona no es el grupo funcional principal del compuesto, éste se nombra con el prefijo *–oxo*, luego en la posición 3 tenemos que representar un grupo -C=O.

b) **3-Metilciclopentanona**

O

CH_3

c) **2-Metil-3,5-octadiona**

$$CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_2-CO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

d) **1-Bromo-2-metil-3-pentanona**

$$\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CO-CH_2-CH_3$$

Ejercicio 3

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $CH_3-CH-CH_2-CO-CH_3$ (con un grupo fenilo unido al CH)

b) $CH_2OH–CH_2–CHOH–CO–CH_3$

c) $CHO–CH_2–CH_2–CO–CH_2–CH_2–CO–CHO$

d) $CH_3–CH{=}CH–CO–CH{=}CH_2$

e) $CO-CH_2-CH_3$ (con un grupo fenilo unido al CO)

Solución

a) **4-Fenil-2-pentanona** → las cetonas se nombran sustituyendo la terminación -ano del alcano con igual longitud de cadena por «-ona». Se toma como cadena principal la de mayor longitud que contiene el grupo carbonilo y se numera para que éste tome el localizador más bajo.

$$CH_3-CH-CH_2-CO-CH_3$$ (con un grupo fenilo unido al CH)

b) **3,5-Dihidroxi-2-pentanona** → se toma como cadena principal la de mayor longitud que contiene el grupo carbonilo y se numera para que éste tome el localizador más bajo.

$$CH_2OH–CH_2–CHOH–CO–CH_3$$

c) **2,5-Dioxooctanodial** → cuando la función cetona no es el grupo funcional principal del compuesto, éste se nombra con el prefijo *–oxo*.

$$CHO–CH_2–CH_2–CO–CH_2–CH_2–CO–CHO$$

d) **1,4-Hexadien-3-ona**

$$CH_3–CH=CH–CO–CH=CH_2$$

e) **1-Fenil-1-propanona o Etil fenil cetona** → existe un segundo tipo de nomenclatura para las cetonas, que consiste en nombrar los dos radicales unidos al grupo carbonilo, ordenándolos alfabéticamente y terminando el nombre con la palabra «cetona».

$$C_6H_5–CO–CH_2–CH_3$$

Propiedades

Las siguientes propiedades caracterizan los aldehídos y cetonas:

— Todas estas sustancias son líquidos, excepto el metanal, que es un gas.

— El grupo carbonilo les confiere un carácter polar, por lo que presentan puntos de ebullición superiores que los hidrocarburos de similar masa molecular, pero inferiores a los de los alcoholes, puesto que los aldehídos y cetonas no forman puentes de hidrógeno entre ellos.

— Los primeros compuestos de ambas series son solubles en agua, dada la polaridad del grupo carbonilo, pero su solubilidad disminuye al aumentar el tamaño de la cadena carbonada.

— La cadena carbonada, de carácter apolar, hace que sean compuestos solubles en disolventes orgánicos apolares, como benceno o éter etílico.

— El átomo de oxígeno del grupo carbonilo se comporta como base de *Lewis*, debido a la existencia de dos pares de electrones no compartidos (Figura 23, página 867), disponibles para donar en un enlace, por lo que es un centro nucleófilo fácilmente atacable por electrófilos.

— El átomo de carbono del grupo carbonilo se comporta como ácido de Lewis, puesto que aunque éste no tiene orbitales vacíos para aceptar electrones, debido al desplazamiento electrónico que sufre soporta un exceso de carga positiva (Figura 24, página 868), puede habilitar un orbital que le permita compartir un par de electrones, lo que hace que sea susceptible de un ataque por reactivos nucleófilos.

Reactividad

Las reacciones más importantes en las que participan los aldehídos y cetonas son fundamentalmente:

— Reacciones de adición al grupo carbonilo.

— Reacciones de las formas enólicas.
— Reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones de adición al grupo carbonilo

El grupo carbonilo puede adicionar fácilmente agua, alcoholes, compuestos organometálicos, ácido cianhídrico, amoniaco, o hidrógeno sulfito de sodio. Algunos ejemplos de reacciones de adición se esquematizan a continuación:

— **Reacciones de adición de agua.** El grupo OH de la molécula de agua (electronegativo), ataca al carbono del grupo carbonilo y el H (más electropositivo) ataca al oxígeno, formando un diol (Figura 26). En esta reacción, que necesita ser catalizada por una especie ácida, se da un equilibrio que se desplaza hacia la izquierda cuando los sustituyentes del grupo carbonilo son muy grandes.

$$H-\overset{\oplus}{C}(=O^{\ominus})-H \; + \; \overset{\delta-}{OH}-\overset{\delta+}{H} \rightleftharpoons H-C(OH)(OH)$$

Formaldehído — Agua — Metanodiol

Figura 26. Reacción de adición de agua a la molécula de formaldehído.

— **Reacciones de adición de alcoholes.** En el caso de los aldehídos se forman **hemiacetales** y en el de las cetonas se forman **hemicetales**, que en un exceso de alcohol, mediante una reacción de condensación, pierden una molécula de agua y forman **acetales** y **cetales,** respectivamente (compuestos con dos grupos alcoxi, -OR, sobre el mismo átomo de carbono) (Figura 27). Se trata de un proceso de equilibrio, es decir, la reacción es reversible.

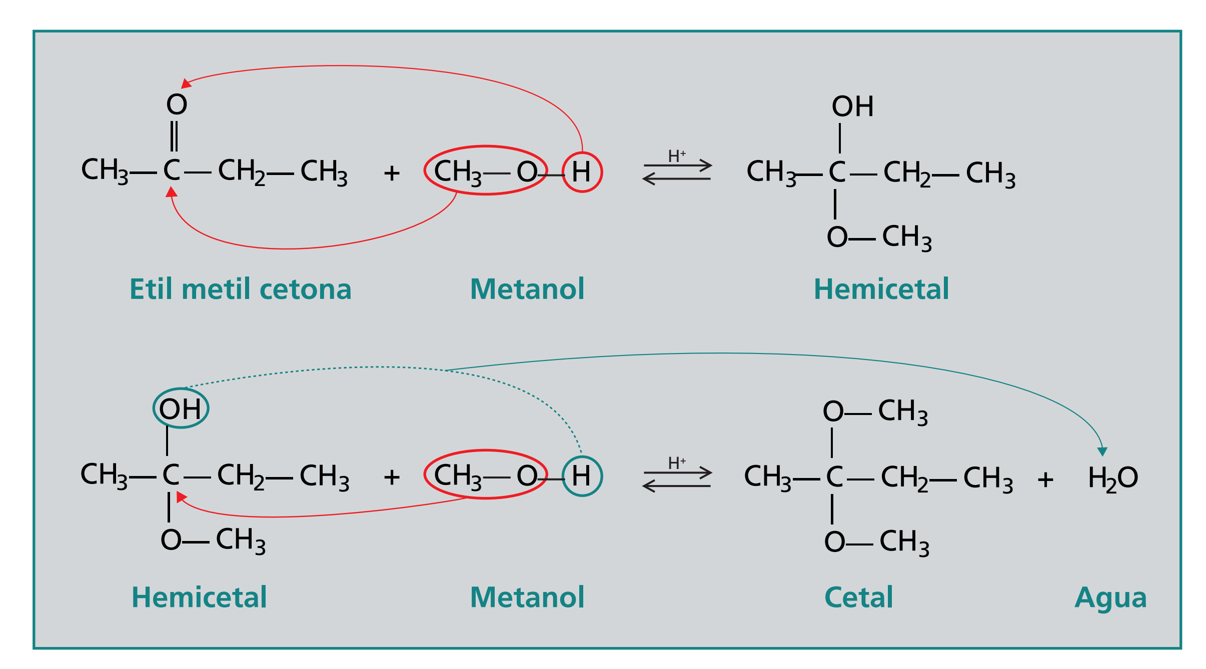


Figura 27. Reacción de formación de un cetal a partir de la reacción de una cetona (etil metil cetona) con el alcohol metanol.

Reacciones de oxidación-reducción

Aldehídos y cetonas pueden reducirse para formar alcoholes, y posteriormente hidrocarburos. De igual forma, pueden oxidarse para formar ácidos carboxílicos.

— **Reacciones de reducción.** Los aldehídos en presencia de un agente reductor, como puede ser el borohidruro de sodio, $NaBH_4$ o el hidruro de litio y aluminio, $AlLiH_4$, dan alcoholes primarios, mientras que las cetonas dan alcoholes secundarios. Condiciones más drásticas (hidracina, N_2H_4 en medio básico), en ambos casos, consiguen reducir el alcohol al hidrocarburo correspondiente (Figura 28).

$$CH_3-CH_2-CH_2-CHO \xrightarrow{NaBH_4} CH_3-CH_2-CH_2OH \xrightarrow{N_2H_4\,/\,KOH} CH_3-CH_2-CH_3$$

Propanaldehído — Propanol — Propano

$$CH_3-CO-CH_3 \xrightarrow{NaBH_4} CH_3-CH(OH)-CH_3 \xrightarrow{N_2H_4\,/\,KOH} CH_3-CH_2-CH_3$$

Dimetilcetona — 2-propanol — Propano

Figura 28. Reacción de reducción de un aldehído (propanaldehído) y una cetona (dimetilcetona), para formar los hidrocarburos correspondientes.

— **Reacciones de oxidación.** Los aldehídos se oxidan fácilmente a los correspondientes ácidos carboxílicos en presencia de iones Ag^{2+} o Cu^{2+}. Así, la reacción de un aldehído con nitrato de plata en medio amoniacal (reactivo de Tollens), origina un precipitado de plata, que se puede apreciar como un espejo de plata alrededor de las paredes del recipiente de reacción, lo que es indicativo evidente de la presencia de aldehídos (Figura 29).

$$CH_3-CHO \xrightarrow{AgNO_3\,/\,NH_3} CH_3-COO^-NH_4^+ + \downarrow Ag + H_2O$$

Acetaldehído — Sal del ácido etanoico (Etanoato de amonio) — Plata

Figura 29. Reacción de identificación de un aldehído al hacerlo reaccionar con el reactivo de Tollens, en la que se produce la oxidación del mismo.

Las cetonas no se oxidan tan fácilmente, lo hacen únicamente en presencia de permanganato potásico ($KMnO_4$) o dicromato potásico ($K_2Cr_2O_7$) y bajo condiciones muy enérgicas, para formar una mezcla de productos, puesto que se rompe la cadena carbonada (hace falta romper los enlaces C-C) (Figura 30).

$$CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-CH_3 \xrightarrow[\text{Calor}]{K_2Cr_2O_7} CH_3-C\begin{matrix}\nearrow O \\ \searrow OH\end{matrix} + CO_2$$

Dimetilcetona — Ác. etanoico — Dióxido de carbono

Figura 30. Reacción de oxidación de una cetona, en la que se produce ruptura de la cadena carbonada, y se origina una mezcla de compuestos.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Explicar las diferencias y semejanzas entre los enlaces C=O y C=C.

Solución

Semejanzas: Ambos experimentan reacciones de adición.

Diferencias: El C del grupo C=O es más electrófilo que el C del grupo C=C, debido a que el oxígeno es más electronegativo que el carbono, por lo que el C del grupo C=O reacciona con reactivos nucleófilos, mientras que al doble enlace C=C se adicionan, principalmente, reactivos electrófilos.

Ejercicio 2

Completar las siguientes reacciones, indicando de qué tipo son:

a) (benceno con Cl, CH_3 y CHO) $\xrightarrow{NaBH_4/EtOH}$

b) $CH_3–CH_2–CHO \xrightarrow{KMnO_4}$

c) $CH_3–CO–CH_3 \xrightarrow{H_2}$

d) $CH_3–CHO + HCN \longrightarrow$

Solución

a) **Reducción** de un aldehído a alcohol:

(benceno con Cl, CH_3 y CHO) $\xrightarrow{NaBH_4/EtOH}$ (benceno con Cl, CH_3 y $CH_2—OH$)

b) **Oxidación** de un aldehído dando lugar a un ácido carboxílico:

$$CH_3{-}CH_2{-}CHO \xrightarrow{KMnO_4} CH_3{-}CH_2{-}COOH$$

c) **Reducción** de una cetona por hidrogenación catalítica, formando un alcohol secundario:

$$CH_3{-}CO{-}CH_3 \xrightarrow{H_2} CH_3{-}CHOH{-}CH_3$$

d) **Reacción de adición** de ácido cianhídrico a un aldehído formando un hidroxinitrilo (*cianhidrina*):

$$CH_3{-}CHO + HCN \longrightarrow CH_3{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}{-}CN$$

Ejercicio 3

Dibujar la estructura del compuesto que se obtiene cuando el benzaldehído se calienta con 1,2-etanodiol en medio ácido ¿Qué tipo de reacción se produce?

Solución

Los aldehídos reaccionan con los alcoholes, mediante una **reacción de adición**, para dar lugar a *hemiacetales*. Cuando hay un exceso de alcohol la reacción prosigue hasta la formación del *acetal*. Los acetales cíclicos se obtienen por reacción de aldehídos o cetonas con 1,2-etanodiol o dioles similares.

$$C_6H_5{-}CHO \xrightarrow[H^+]{HO{-}CH_2{-}CH_2OH} C_6H_5{-}CH\langle O{-}CH_2{-}CH_2{-}O\rangle + H_2O$$

Ejercicio 4

Completar las siguientes reacciones, indicando de qué tipo son:

a) $CH_3{-}CHO \xrightarrow{H_2}$

b) $CH_3{-}CHO \xrightarrow[H^+]{CH_3{-}NH_2}$

c) $CH_3{-}CH_2{-}CHO \xrightarrow{LiAlH_4}$

d) $C_6H_5{-}CH{=}O + C_6H_5{-}NH_2 \xrightarrow{H^+}$

Solución

a) **Hidrogenación (reducción)** de un aldehído formando un alcohol primario.

$$CH_3{-}CHO \xrightarrow{H_2} CH_3{-}CH_2OH$$

b) **Reacción de adición** de un aldehído con una amina primaria para dar lugar a la formación de una *imina*.

$$CH_3-C(=O)H \xrightarrow[H^+]{CH_3-NH_2} CH_3-C(=N-CH_3)H + H_2O$$

c) **Reducción** de un aldehído mediante una hidrogenación con un hidruro de litio y aluminio, $LiAlH_4$, para dar un alcohol primario.

$$CH_3-CH_2-CHO \xrightarrow{LiAlH_4} CH_3-CH_2-CH_2OH$$

d) **Reacción de adición** de un compuesto nitrogenado (amina) para formar una *imina N-sustituida.*

$$C_6H_5-CHO + C_6H_5-NH_2 \xrightarrow{H^+} C_6H_5-CH=N-C_6H_5 + H_2O$$

Ejercicio 5

Identificar, indicando su nombre y fórmula, el compuesto de fórmula C_4H_8O (**A**), que puede oxidarse a un ácido carboxílico de cuatro átomos de carbono.

Solución

a) C_4H_8O (**A**) que puede oxidarse a un ácido de cuatro átomos de carbono.

Como el compuesto **A** se oxida a un ácido carboxílico de cuatro carbonos tiene que ser un aldehído de cuatro átomos de C:

$CH_3-CH_2-CH_2-CHO$: **Butanal (A)** $\xrightarrow{KMnO_4}$ $CH_3-CH_2-CH_2-COOH$ **Ác. Butanoico**

1.4. Ácidos carboxílicos

Los ácidos carboxílicos, también denominados **ácidos grasos**, dado que muchos de ellos se aislaron a partir de grasas animales y vegetales, son los compuestos orgánicos que poseen como grupo funcional el **grupo carboxilo, –COOH**. Éste se puede considerar como la combinación del grupo carbonilo –C=O y del grupo hidroxilo –OH unidos en un mismo átomo de carbono. La unión de ambos grupos es tan estrecha, que no actúan por separado, sino que se comportan como un único grupo.

Los ácidos carboxílicos, dependiendo del radical que se una al átomo de carbono del grupo –COOH, pueden ser alifáticos o aromáticos (Figura 31, página 882).

Los ácidos carboxílicos son compuestos orgánicos muy importantes, ya que el grupo carboxilo es la base de una gran variedad de compuestos derivados, como son ésteres, amidas, anhídridos o cloruros de acilo.

Están presentes en multitud de alimentos, como el ácido acético en el vinagre, el ácido oleico en la mayoría de las grasas y aceites naturales, como puede ser el aceite de oliva, o el ácido butírico en las mantequillas. Forman parte de moléculas tan importantes para los organismos vivos como los fosfolípidos o triglicéridos, que

constituyen las membranas celulares, o los aminoácidos, que intervienen en la síntesis de las proteínas.

Los usos industriales de los ácidos carboxílicos se centran fundamentalmente en la realización de plásticos, barnices y resinas (ácido acrílico, fumárico, ...), en la síntesis de medicamentos y pomadas (ácido salicílico para la elaboración de aspirinas y ácido benzoico para pomadas), entre otros.

—C(=O)OH → —COOH ⇒
- R—C(=O)OH → R—COOH → **Ác. carboxílicos alifáticos**
- Ar—C(=O)OH → Ar—COOH → **Ác. carboxílicos aromáticos**

Grupo carboxilo

Figura 31. Clasificación de los ácidos carboxílicos en función del sustituyente unido al carbono del grupo carboxilo (R es un radical alquilo y Ar es un radical arilo).

Características

Los átomos de carbono y oxígeno del grupo carbonilo (–C=O) y del grupo hidroxilo (–OH), que constituyen el grupo –COOH, presentan el mismo tipo de hibridación que cuando son función independiente en una molécula. Así, el carbono y el oxígeno del grupo –C=O presentan hibridación sp^2, y el oxígeno del grupo –OH hibridación sp^3, ya estudiadas en las secciones anteriores.

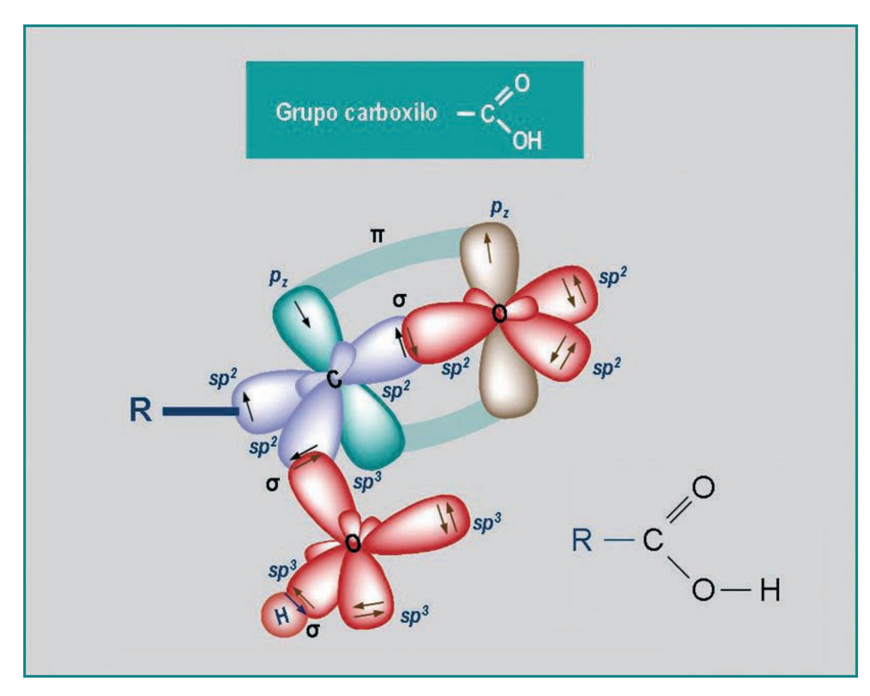


Figura 32. Disposición espacial de los átomos que constituyen el grupo carboxilo –COOH.

El carbono con tres orbitales híbridos sp^2 con un electrón desapareado forma tres enlaces covalentes σ, uno con cada uno de los oxígenos (orbital híbrido sp^2 del

carbonilo y orbital híbrido sp^3 del hidroxilo) y un tercero con el carbono de la cadena hidrocarbonada que le precede en la molécula (-R). Además, el carbono emplea el orbital puro $2p_z$ sin combinar para enlazarse mediante enlace π con el orbital $2p_z$ sin hibridar de uno de los oxígenos, ambos con un electrón desapareado. En la Figura 32 se muestra la disposición espacial de estos átomos.

Los átomos de oxígeno presentes en el grupo carboxilo son muy electronegativos, puesto que dada la gran diferencia de electronegatividad entre el átomo de oxígeno y de hidrógeno, el par de electrones del enlace O–H está muy atraído por el oxígeno. Esto explica la cesión del átomo de hidrógeno como especie cargada positivamente, H^+, y por tanto el comportamiento ácido de los ácidos carboxílicos.

Además, la presencia del grupo –C=O incrementa la polarización del enlace O–H, con lo que la salida del protón H^+ se ve más favorecida que en el caso de los alcoholes y fenoles, para formar el ión carboxilato (Figura 33).

Ácido carboxílico

Ión carboxilato

Figura 33. Formación del ión carboxilato, en sus formas resonantes.

Las distancias de los dos enlaces carbono -oxígeno en el ión carboxilato formado no corresponden a un enlace sencillo y otro doble, sino que se ha demostrado que ambas distancias son iguales e intermedias entre un enlace sencillo y uno doble. Esto se explica mediante la existencia de un enlace π deslocalizado entre los tres átomos que componen el grupo, dando lugar a dos posibles formas resonantes.

Nomenclatura

Los ácidos carboxílicos se nombran anteponiendo la palabra ***ácido*** al nombre del hidrocarburo que contiene el grupo carboxílico, cambiando la terminación ***–o*** por ***–oico***. La IUPAC también admite la nomenclatura tradicional, mediante la cual el ácido termina en ***–ico.*** La cadena más larga es aquella que contiene el grupo ácido y a su carbono se le asigna el número 1. En el caso de los ácidos carboxílicos con múltiple funcionalidad, se elegirá como cadena principal aquella que incluya el mayor número de grupos funcionales.

En la Tabla 4 se incluyen los primeros compuestos de la serie y algunos ácidos importantes.

Tabla 4. Fórmula y nomenclatura tradicional y sistemática de algunos ácidos orgánicos

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
HCOOH	Ácido fórmico	Ácido metanoico
CH_3–COOH	Ácido acético	Ácido etanoico
CH_3–CH_2–COOH	Ácido propiónico	Ácido propanoico
CH_3–CH_2–CH_2–COOH	Ácido butírico	Ácido butanoico
CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COOH	Ácido valeriánico	Ácido pentanoico
CH_3–$(CH_2)_{14}$–COOH	Ácido palmítico	Ácido hexadecanoico
CH_3–$(CH_2)_{16}$–COOH	Ácido esteárico	Ácido octadecanoico
CH_2=CH–COOH	Ácido acrílico	Ácido propenoico
CH_3–$(CH_2)_7$–CH=CH–$(CH_2)_7$–COOH	Ácido oleico	Ácido 9-octodecenoico
COOH	Ácido benzoico	Ácido bencenocarboxílico

Algunas consideraciones a tener en cuenta para la correcta formulación y nomenclatura se detallan a continuación:

— Los ácidos, especialmente los ciclos y policiclos, también se pueden nombrar utilizando el sufijo ***carboxílico*** detrás del nombre del hidrocarburo al que está unido el grupo –COOH. Como ejemplo, además del visto en la Tabla 4:

COOH

Ácido ciclohexanocarboxílico

— Los compuestos ácidos suelen tener con frecuencia dos grupos carboxílicos en los extremos de la cadena, son *ácidos dicarboxílicos*, y se nombran con la terminación ***–dioico***, aunque generalmente se utiliza su nombre comercial o tradicional, admitido por la IUPAC. En la Tabla 5 se muestran algunos ácidos dicarboxílicos.

Tabla 5. Fórmula y nomenclatura tradicional y sistemática de algunos ácidos dicarboxílicos

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
HOOC–COOH	Ácido oxálico	Ácido etanodioico
$HOOC–CH_2–COOH$	Ácido malónico	Ácido propanodioico
$HOOC–(CH_2)_2–COOH$	Ácido succínico	Ácido butanodioico
$HOOC–(CH_2)_3–COOH$	Ácido glutárico	Ácido pentanodioico
$HOOC–(CH_2)_4–COOH$	Ácido adípico	Ácido hexanodioico
HOOC–CH=CH–COOH	Ácido maleico *(cis)* Ácido fumárico *(trans)*	Ácido *cis* 2-butenodioico Ácido *trans* 2-butenodioico
$C_6H_4(COOH)_2$ (anillo bencénico con dos grupos COOH en posición orto)	Ácido ftálico	Ácido *o*-bencenodicarboxílico

— Cuando hay más de dos ácidos carboxílicos, uno o más de uno estará en una cadena lateral. El compuesto se puede nombrar de varias formas:

a) Con el prefijo ***carboxi***- precedido de un número localizador lo más bajo posible.

b) Considerando los grupos carboxílicos como radicales, y los carbonos de éstos no se tienen en cuenta en la numeración de la cadena.

También se utiliza el prefijo –*carboxi* cuando el grupo carboxilo es un sustituyente.

Así, como ejemplo:

```
1       2      3     4      5
COOH — CH2 — CH — CH2 — COOH
              |
             COOH
```

a) Ácido 3-carboxipentanodioico

```
        1      2     3
COOH — CH2 — CH — CH2 — COOH
              |
             COOH
```

b) Ácido 1,2,3-propanotricarboxílico

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a)
```
    I   I
    |   |
I — C — C — COOH
    |   |
    I   I
```

b) $HOOC—CH═CH—CH_2—COOH$

c) $CH_3—CH_2—CO—CH_2—CH_2—CH(Br)—COOH$

Solución

a) **Ácido 2,2,3,3,3-pentaiodopropanoico** → los ácidos se nombra anteponiendo la palabra «ácido» al nombre del hidrocarburo del que proceden y con la terminación «-oico».

$$I—\overset{3}{C}I_2—\overset{2}{C}I_2—\overset{1}{COOH}$$

b) **Ácido pent-2-endioico** → cuando hay dos grupos carboxilicos se nombran con la terminación «-dioico».

$$\overset{5}{HOOC}—\overset{4}{CH}=\overset{3}{CH}—\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{COOH}$$

c) **Ácido 2-bromo-5-oxoheptanoico** → cuando el ácido tiene sustituyentes, se numera la cadena de mayor longitud dando el localizador más bajo al carbono del grupo ácido. Los ácidos carboxílicos son prioritarios frente a otros grupos, que pasan a nombrarse como sustituyentes.

$$\overset{7}{CH_3}—\overset{6}{CH_2}—\overset{5}{CO}—\overset{4}{CH_2}—\overset{3}{CH_2}—\overset{2}{CH}(Br)—\overset{1}{COOH}$$

Ejercicio 2

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) Benceno con —COOH y —OH en posiciones contiguas

b) $COOH—CH(COOH)—CH_2—CH_2—COOH$

c) $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—COOK$

Solución

a) **Ácido *o*-hidroxibenzoico (Ác. salicílico).**

Anillo bencénico numerado 1–6: C1 —COOH, C2 —OH

b) **Ácido 2-carboxipentanodioico (A) o ácido 1,1,3-propanotricarboxílico (B)**

(A) Cuando los grupos carboxílicos se encuentran en las cadenas laterales, se nombran utilizando el prefijo «carboxi-» y con un número localizador de esa función. (B) Cuando hay muchos grupos ácidos también se puede nombrar el compuesto posponiendo la palabra «tricarboxílico», «tetra-carboxílico», etc., al hidrocarburo del que proceden.

(A)

$$\overset{1}{COOH}-\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle COOH}{\overset{2}{CH}}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{COOH}$$

(B)

$$COOH-\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle COOH}{\overset{1}{CH}}-\overset{2}{CH_2}-\overset{3}{CH_2}-COOH$$

c) **3-Metilbutanoato de potasio**. La sal de un ácido se nombra reemplazando la terminación «-ico» del ácido por la terminación «ato» y se quita la palabra ácido.

$$\overset{4}{CH_3}-\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle CH_3}{\overset{3}{CH}}-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COOK}$$

Ejercicio 3

Representar los siguientes compuestos: *a)* Ácido 2-hidroxipropanoico; *b)* Ácido 3-ciclobutilpropanoico; *c)* Ácido 2,4-pentadienoico; *d)* Ácido but-3-inoico: *e)* Ácido 3-metilciclopentanocarboxilico.

Solución

Sobre el esqueleto de carbonos se sitúa el grupo carboxilo en un extremo, y los radicales o insaturaciones en el localizador correspondiente. Se completa después los hidrógenos.

a) **Ácido 2-hidroxipropanoico** → CH_3–CHOH–COOH

b) **Ácido 3-ciclobutilpropanoico** → □—CH_2—CH_2—COOH

c) **Ácido 2,4-pentadienoico** → CH_2=CH–CH=CH–COOH

d) **Ácido but-3-inoico** → CH≡C–CH_2–COOH

e) **Ácido 3-metilciclopentanocarboxilico** → cuando el grupo ácido va unido directamente a un anillo, se toma el ciclo como cadena principal y se termina en *-carboxílico.*

COOH

CH_3

Propiedades

Las propiedades más importantes de los ácidos carboxílicos son las siguientes:

— Los primeros compuestos de la serie, hasta diez átomos de carbono, son líquidos. A partir de ahí, son sólidos.

— Los puntos de ebullición y fusión aumentan de forma regular y son más elevados que los correspondientes compuestos de análoga masa molecular. Esto se explica por la formación de puentes de hidrógeno entre las moléculas del ácido. De hecho, este enlace es tan fuerte, que las moléculas pequeñas se pueden asociar formando lo que se denominan **dímeros** (Figura 34).

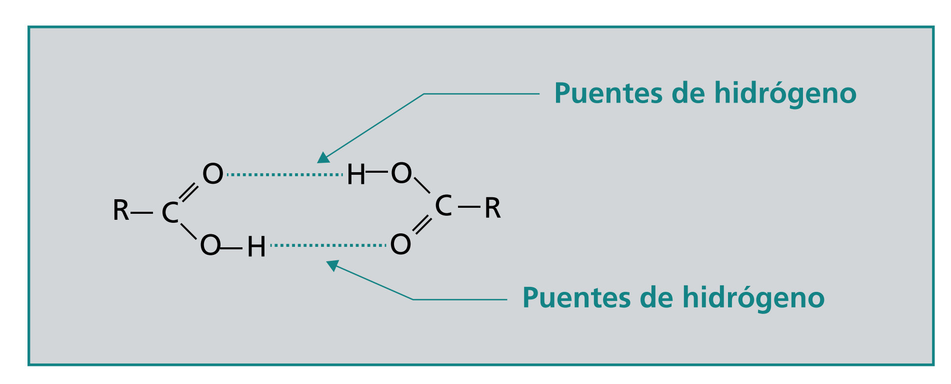


Figura 34. Formación de dímeros mediante puentes de hidrógeno en las moléculas de ácidos carboxílicos.

— Presentan un carácter ácido, como ya se ha estudiado anteriormente. Son ácidos débiles, con constantes de acidez, K_a, del orden de 10^{-5}. Sin embargo, esta acidez disminuye en la serie a medida que aumenta el peso molecular, y aumenta cuando la molécula posee radicales de carácter electronegativo. Así, el ácido cloroacético, $ClCH_2$–COOH es más ácido que el ácido acético, CH_3–COOH.

— Son compuestos relativamente polares, y por tanto solubles en agua. La polaridad y solubilidad en agua disminuyen, igualmente, según aumenta el tamaño de la cadena.

Reactividad

Las reacciones más importantes en las que se ven involucrados los ácidos carboxílicos son las siguientes:

— Reacciones ácido-base.

— Reacciones de sustitución.

— Reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones ácido-base

Pueden reaccionar con:

- **Bases inorgánicas**. Se forman sales (Figura 35).

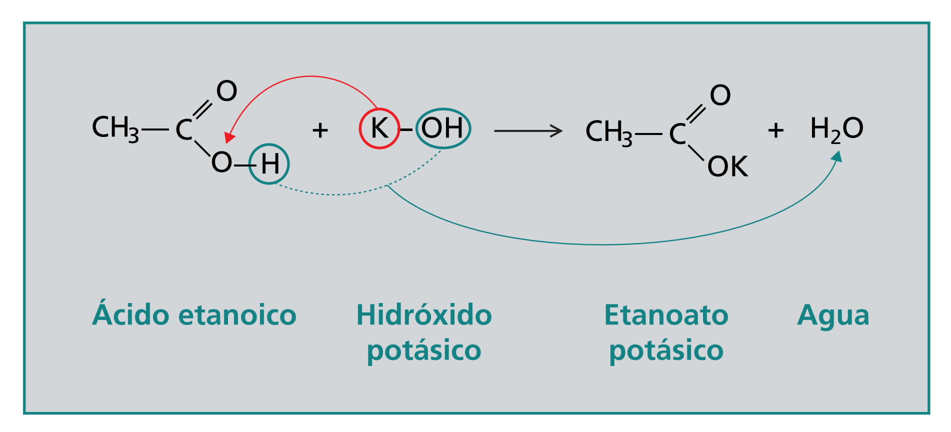


Figura 35. Reacción del ácido etanoico con una base inorgánica, hidróxido potásico, KOH, para formar la sal potásica correspondiente y una molécula de agua.

- **Metales**. Se desprende hidrógeno (Figura 36).

$$2\ CH_3{-}CH_2{-}COOH + Zn \longrightarrow (CH_3{-}CH_2{-}COO)_2Zn + H_2$$

Ácido propanoico — Cinc — Propanoato de cinc — Hidrógeno

Figura 36. Reacción del ácido propanoico con Zn, en la que se produce desprendimiento de hidrógeno.

Reacciones de sustitución

Fundamentalmente se dan reacciones de formación de ésteres, amidas, haluros de ácido y anhídridos de ácido.

— **Reacciones de formación de ésteres**. Al reaccionar con los alcoholes, en medio ácido, se produce la sustitución del grupo hidroxi por el grupo **alcoxi**, eliminándose una molécula de agua (Figura 37).

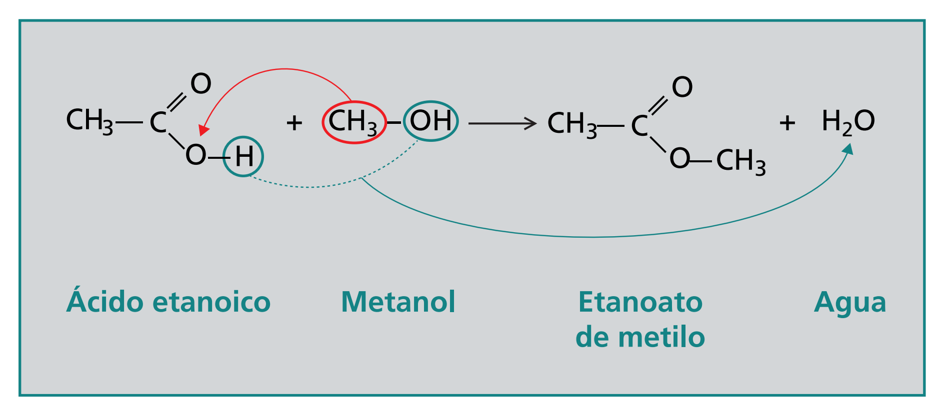


Figura 37. Reacción del ácido etanoico con metanol, para formar el ester etanoato de metilo.

— **Reacciones de formación de amidas.** Cuando reaccionan con amoniaco, NH_3, se origina la sal amónica correspondiente, que a elevada temperatura, se des-

hidrata y se forma una amida. En condiciones aún más drásticas, esta amida se puede transformar en un nitrilo (Figura 38).

$$CH_3-C(=O)OH + NH_3 \longrightarrow CH_3-C(=O)O^- NH_4^+ \xrightarrow[-H_2O]{Calor} CH_3-C(=O)NH_2$$

Ácido etanoico | Amoniaco | Etanoato amónico | Etanamida

Figura 38. Reacción del ácido etanoico con amoniaco, NH_3, para dar una amida.

— **Reacciones de formación de haluros de ácido.** La reacción de los ácidos carboxílicos con tricloruro de fósforo, PCl_3, pentacloruro de fósforo, PCl_5, o cloruro de tionilo, $SOCl_2$ da como producto el cloruro de ácido correspondiente.

$$CH_3-CH_2-C(=O)O-H + SOCl_2 \xrightarrow{H^+} CH_3-CH_2-C(=O)Cl$$

Ácido propanoico | Cloruro de tionilo | Cloruro de propanoílo

Figura 39. Reacción del ácido propanoico con cloruro de tionilo, $SOCl_2$, en medio ácido, para formar el haluro de ácido correspondiente, cloruro de propanoílo.

Reacciones de oxidación-reducción

Los ácidos, en presencia de hidruros o por hidrogenación catalítica, se pueden reducir a aldehídos, alcoholes primarios o hidrocarburos, dependiendo de las condiciones. Como ejemplo, en la Figura 40 se muestra la reacción de reducción del ácido etanoico en presencia de hidruro de litio y aluminio, $AlLiH_4$.

$$CH_3-C(=O)OH \xrightarrow{AlLiH_4} CH_3-C(=O)H \xrightarrow{AlLiH_4} CH_3-CH_2-OH \xrightarrow{AlLiH_4} CH_3-CH_3$$

Ácido etanoico | Acetaldehído | Etanol | Etano

Figura 40. Reacción de reducción del ácido etanoico, en la que se forma como producto final etano.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿Qué sustancias orgánicas tienen que reaccionar para producir propanoato de etilo? Indique el tipo de reacción que tiene lugar.

Solución

El propanoato de etilo es un éster: $CH_3–CH_2–COO–CH_3$, y puede obtenerse por **reacción de sustitución** o condensación específica para formar ésteres (esterificación) entre un ácido carboxílico y un alcohol: el ácido propanoico y etanol.

$$CH_3–CH_2–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3 + H_2O$$

Ejercicio 2

Complete las reacciones siguientes e identifique el tipo de reacción que se produce en cada caso (no es necesario ajustar las reacciones):

a) $HOOC–(CH_2)_4–COOH + H_2N–(CH_2)_6–NH_2 \rightarrow$

b) Ácido butanoico + $Br_2 \xrightarrow{P}$

c) $CH_3–CH_2–COOH + CO_3HNa \rightarrow$

Solución

a) **Reacción de sustitución** o condensación entre un ácido y una amina para formar amidas.

$$HOOC–(CH_2)_4–COOH + H_2N–(CH_2)_6–NH_2 \rightarrow HOOC–(CH_2)_4–CONH–(CH_2)_6–NH_2 + H_2O$$

b) Se trata de una **reacción de sustitución** para formar el correspondiente ácido α-bromocarboxílico: Ácido 2-bromobutanoico.

$$CH_3–CH_2–CH_2–COOH + Br_2 \xrightarrow{P} CH_3–CH_2–CHBr–COOH$$

c) **Reacción ácido-base** de un ácido con una base débil (bicarbonato) para formar la sal correspondiente: propionato sódico.

$$CH_3–CH_2–COOH + CO_3HNa \rightarrow CH_3–CH_2–COONa + H_2O + CO_2$$

Ejercicio 3

Complete las reacciones siguientes e identifique el tipo de reacción que se produce en cada caso: *a)* $CH_3–CH_2–COOH + PCl_3$; *b)* $C_6H_5–COOH + NH_3$; *c)* ácido acético + Zn.

Solución

a) **Reacción de sustitución** para la formación de haluros de ácido:

$$CH_3–CH_2–COOH + PCl_3 \rightarrow CH_3–CH_2–COCl + H_3PO_3$$

b) **Reacción de sustitución.** Cuando un acido reacciona con amoniaco, NH_3, se origina la sal amónica correspondiente: Benzoato de amonio o bencenocarboxilato de amonio.

$$C_6H_5–COOH + NH_3 \rightarrow C_6H_5–CONH_4$$

c) **Reacción ácido-base** de un ácido con un metal activo con desprendimiento de hidrógeno y formación de la sal correspondiente: acetato de cinc.

$$2\ CH_3–COOH + Zn \rightarrow (CH_3–COO^-)_2Zn^{2+} + H_2$$

Ejercicio 4

Determinar la fórmula y el nombre de un aldehído que por oxidación produce un ácido carboxílico que contiene un 48,65% de carbono. (Masas atómicas: C = 12; O =16; H = 1).

Solución

La fórmula general de los ácidos monocarboxílicos es: $C_nH_{2n}O_2$

La Masa Molecular es: M = 14n + 32

Por lo que en nuestro caso tenemos que:

$$\frac{12n}{14n + 32} \times 100 = 48{,}65$$

Resolviendo esta ecuación tendremos que: n = 3

Por lo tanto, el ácido es el Ácido propanoico: $CH_3–CH_2–COOH$

que procede de la oxidación del aldehído $\rightarrow$ Propanal: $CH_3–CH_2–CHO$

Ejercicio 5

En la reacción de 0,5 mol de un ácido monocarboxílico con hidróxido potásico se obtienen 56 g de la sal correspondiente. Teniendo en cuenta estos datos ¿cuál es la masa molecular del ácido? (Masas atómicas: H = 1; O =16; K = 39).

Solución

La ecuación química general que representa la reacción que tiene lugar es:

$$R\text{-}COOH + KOH \rightarrow R–COOK + H_2O$$

De acuerdo con esta ecuación vemos que 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de KOH obteniéndose 1 mol de la sal y 1 mol de agua, es decir, que la reacción tiene lugar mol a mol. Como en el enunciado se parte de medio mol (0,5) y se obtienen 56 g de la sal, pasándolo a mol a mol, se deduce que la masa molecular de la sal es 112.

Ahora aplicamos la *Ley de Lavoisier* de la constancia de la masa para conocer la masa molecular del ácido:

Masa molecular (agua) = 18.

Masa molecular (KOH) = 56.

M (ácido) = M (sal) + M (agua) – Masa (KOH) = 112 + 18 – 56 = 74

M (ácido) = 74

Ejercicio 6

Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones de los ácidos carboxílicos son verdaderas o falsas, razonando su respuesta:

a) Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles y no reaccionan con el amoníaco.

b) Ningún ácido carboxílico (excepto el metanoico) es oxidable.

c) La esterificación de un ácido con un alcohol es una reacción muy lenta.

d) Los ácidos carboxílicos, al igual que los aldehídos y cetonas, experimentan fácilmente reacciones de adición.

e) Los ácidos carboxílicos se encuentran asociados por enlaces de hidrógeno.

Solución

a) **Falsa:** los ácidos carboxílicos son ácido débiles, pero si reaccionan con el amoniaco.

b) **Verdadera:** todos los ácidos carboxílicos son compuestos bastantes estables frente a los agentes oxidantes, excepto el ácido metanoico que se oxida a dióxido de carbono y agua.

c) **Verdadera:** la reacción de esterificación es lenta, por lo que se activa con catalizadores.

d) **Falsa:** las reacciones características de los ácidos carboxílicos son las de sustitución del grupo –OH.

e) **Verdadera:** los ácidos carboxílicos en estado sólido y líquido se encuentran asociados a través de enlaces de hidrógeno muy fuertes formando dímeros.

1.5. Ésteres

Los ésteres, R–COOR´, son los compuestos orgánicos derivados de los ácidos carboxílicos, en los que el grupo –OH del ácido se ha sustituido por un grupo **alcoxi, –OR´**, siendo R´ un radical cualquiera.

Tal y como se he estudiado anteriormente, los ésteres proceden de la reacción de un ácido carboxílico con un alcohol, en la que se produce la liberación de una molécula de agua (reacción de esterificación).

Los ésteres se encuentran en la naturaleza en los aromas de las frutas y flores. El aroma de los plátanos se debe al acetato de isopropilo o el de las naranjas al acetato de octilo. Son utilizados, por ello, en la fabricación de perfumes y saborizantes artificiales.

Además, los ésteres de los ácidos alifáticos lineales de cadena larga constituyen los aceites y las grasas. Las grasas que proceden de ácidos saturados son sólidas y las que proceden de ácidos insaturados son líquidas. Las margarinas proceden de aceites (líquidos) en las que se han hidrogenado los dobles enlaces y se ha endurecido el producto.

El calentamiento de las grasas o aceites con hidróxido sódico o potásico (saponificación) da lugar a los jabones, mediante un proceso en el que se forma glicerina y la sal sódica o potásica del éster (jabón), denominado jabón.

Algunas aplicaciones industriales de los ésteres son la obtención de plásticos y solventes, o la síntesis de medicamentos, como el ácido acetilsalicílico (éster del ácido salicílico), conocido comercialmente como aspirina, uno de los fármacos más utilizados por su poder analgésiso, antipirético y antiinflamatorio, entre otras propiedades.

Características

Los átomos que componen el grupo funcional característico de los ésteres están enlazados de la misma forma que lo están los átomos del ácido carboxílico del que proceden, con lo que han sufrido las mismas hibridaciones. La diferencia está en que el oxígeno unido al átomo de hidrógeno del grupo –OH de los ácidos ahora formará enlace con un átomo de carbono perteneciente a una cadena carbonada R´, en lugar de con un hidrógeno.

Nomenclatura

Tabla 6. Fórmula molecular y nomenclatura de algunos ésteres, así como del ácido del que proceden

Ácido	Éster
$H-C(=O)-OH$ Ácido fórmico o metanoico	$H-C(=O)-O-CH_3$ Formiato de metilo Metanoato de metilo
$CH_3-C(=O)-OH$ Ácido acético o etanoico	$CH_3-C(=O)-O-CH_3$ Acetato de metilo Etanoato de metilo
$CH_3-CH_2-C(=O)-OH$ Ácido propiónico o propanoico	$CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3$ Propionato de metilo Propanoato de metilo
$CH_2=CH-CH_2-C(=O)-OH$ Ácido 3-butenoico	$CH_2=CH-CH_2-C(=O)-O-CH_3$ 3-Butenoato de metilo
$C_6H_5-C(=O)-OH$ Ácido benzoico o bencenocarboxílico	$C_6H_5-C(=O)-O-CH_2-CH_3$ Benzoato de etilo

Los ésteres se nombran como sales de alquilo o de arilo, cambiando la terminación *–oico* del ácido del que proceden por la terminación *–oato*, seguido del nombre del radical del grupo alcoxi.

En la Tabla 6 se muestran algunos ejemplos de ésteres y se incluye el ácido del que proceden.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a)

$$CH_3-COO-CH_2-CH_2-\underset{}{\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}}-CH_3$$

b)

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$$

c)

$$CH_3-CH_2-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-COO-\underset{\underset{CH_3}{|}}{\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}}-CH_3$$

Solución

Primero tenemos que numerar los carbonos del radical ácido (—) y señalar el radical que substituye al H del ácido (—). Luego se nombra el radical ácido terminado en «-oato» seguido de «de» y del nombre del radical alquílico. La parte alquílica del nombre se da a la cadena que no contiene el grupo carbonilo y la parte del alcanoato se da a la cadena que tiene el grupo carbonilo. Este procedimiento se utiliza sin importar el tamaño de la cadena. Debido a que el grupo carbonilo en los ésteres debe de estar al final de la cadena del alcanoato no se utiliza número localizador.

a) **Metanoato de isopentilo** o Acetato de isopentilo → Se nombra partiendo del radical ácido, RCOO, terminado en «-ato», seguido del nombre del radical alquílico.

$$CH_3-COO-CH_2-CH_2-\overset{CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3$$

b) **Decanoato de etilo** → Se nombra partiendo del radical ácido, RCOO, terminado en «-ato», seguido del nombre del radical alquílico.

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$$

c) **2-Metilpentanoato de *terc*-butilo.**

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH(CH_3)—COO—C(CH_3)_2—CH_3$$

Ejercicio 2

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) $CH_3—CH(CH_3)—CH(CH_3)—COO—CH(CH_3)—CH_3$

b) $OHC—CH_2—CH(CH_3)—CH(OH)—CH_2—COO—CH_2—CH_3$

c) $HOOC—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—COO—CH_3$

Solución

Siguiendo las indicaciones del ejercicio anterior, estos compuestos se nombran de la siguiente forma:

a) **2,3-Dimetilbutanoato de isopropilo**

$$CH_3—CH(CH_3)—CH(CH_3)—COO—CH(CH_3)—CH_3$$

b) **6-Formil-3-hidroxi-4-metil-hexanoato de etilo** → Los ésteres son grupos principales frente a aminas, alcoholes, cetonas, aldehídos…, por lo que todos estos grupos se nombran como sustituyentes siendo el éster el grupo principal que se nombra como en los apartados anteriores.

$$OHC—CH_2—CH(CH_3)—CH(OH)—CH_2—COO—CH_2—CH_3$$

c) **Ácido 5-metoxicarbonilpentanoico** → Si el grupo éster no es el grupo principal se nombra como sustituyente «alcoxicarbonil-». En la numeración de los átomos de carbono no se tiene en cuenta el carbono del grupo éster.

$$\overset{1}{HOOC}—\overset{2}{CH_2}—\overset{3}{CH_2}—\overset{4}{CH_2}—\overset{5}{CH_2}—COO—CH_3$$

Ejercicio 3

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) $CH \equiv C - CH(CH_3) - COO - CH = CH_2$

b) $HOOC - CH_2 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$

c) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_2 - COOH$

Solución

Primero tenemos que numerar los carbonos del radical ácido y señalar el radical que substituye al H del ácido. Luego se nombra el radical ácido terminado en «-ato» seguido de «de» y del nombre del radical alquílico.

a) **2-Metilbut-3-inoato de vinilo**

$CH \equiv C - CH(CH_3) - COO - CH = CH_2$

b) **Ácido 2-etoxicarbonilpropanoico** → Si el grupo éster no es el grupo principal el nombre depende de que en la fórmula general de un éster, R-COO-R´, sea R o R' el grupo principal. En este caso es R el grupo principal y el sustituyente es -COOR' por lo que se nombra como «alcoxicarbonil- o ariloxicarbonil-».

$HOOC - CH_2 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$

c) **Ácido 3-butanoiloxipropanoico** → En este ejemplo es R' el grupo principal por lo que el sustituyente RCOO- se nombra como «aciloxi-».

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COO - \overset{3}{C}H_2 - \overset{2}{C}H_2 - \overset{1}{C}OOH$

Ejercicio 4

Escribir el nombre de los compuestos siguientes:

a) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - COO - CH(Br) - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

b) $CH_3 - CH_2 - CH(Br) - CH(COO - CH_2 - CH_3) - CH_2 - CH_2 - COOH$

Solución

Primero tenemos que numerar los carbonos del radical ácido y señalar el radical que substituye al H del ácido. Luego se nombra el radical ácido terminado en «-ato» seguido de «de» y del nombre del radical alquílico.

a) **Butanoato de 1-bromohexilo**

$$CH_3-CH_2-CH_2-COO-\underset{\underset{Br}{|}}{CH}-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$$

b) **Ácido 5-bromo-4-etoxicarbonilheptanoico** → Si el grupo éster no es el grupo principal se nombra como sustituyente «alcoxicarbonil-».

$$\overset{7}{C}H_3-\overset{6}{C}H_2-\overset{5}{\underset{}{C}}H(Br)-\overset{4}{C}H(COO-CH_2-CH_3)-\overset{3}{C}H_2-\overset{2}{C}H_2-\overset{1}{C}OOH$$

Ejercicio 5

Representar los siguientes compuestos: *a)* Benzoato de fenilo; *b)* Butanoato de pentilo; *c)* 2-Cloropropanoato de clorometilo; *d)* Ciclopent-3-enoato de metilo; *e)* But-3-enoato de metilo.

Solución

Representamos el esqueleto carbonado del radical ácido, luego lo continuamos con el radical alquílico y se completa con los hidrógenos.

a) **Benzoato de fenilo**

$$C_6H_5-COO-C_6H_5$$

b) **Butanoato de pentilo** → $CH_3–CH_2–CH_2–COO–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$

c) **2-Cloropropanoato de clorometilo**

$$CH_3-\underset{}{\overset{\overset{Cl}{|}}{C}H}-COO-CH_2-Cl$$

d) **Ciclopent-3-enoato de metilo**

$$COO-CH_3 \text{ (sobre anillo de ciclopenteno)}$$

e) **But-3-enoato de metilo** → $CH_2{=}CH–CH_2–COO–CH_3$

Propiedades

Algunas de las propiedades más características de los éteres son las siguientes:

— Tienen un cierto carácter polar, al igual que los compuestos de los que se derivan, los ácidos carboxílicos. Sin embargo, son menos solubles en agua que éstos, puesto que no forman puentes de hidrógeno.

— Sus puntos de fusión y ebullición son también menores que los ácidos de los que proceden.

— Son poco reactivos, puesto que el enlace carbono-oxígeno es muy robusto, y no es fácil de romper.

Reactividad

Las reacciones propias de los ésteres son las siguientes:

— Reacciones de sustitución.

— Reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones de sustitución

Pueden ser reacciones de hidrólisis, de formación de amidas y de transesterificación.

— **Reacciones de hidrólisis.** Los ésteres se hidrolizan en presencia de un ácido mineral o de una base. En medio ácido se produce un proceso reversible, inverso a la esterificación, en el que se origina la ruptura del enlace oxígeno-carbono del grupo alcoxi, y se obtiene el ácido carboxílico y el alcohol (Figura 41).

$$CH_3-C(=O)-O-CH_3 \underset{}{\overset{H^+/H_2O}{\rightleftharpoons}} CH_3-C(=O)-OH + CH_3-O-H$$

Etanoato de metilo — Ácido etanoico — Metanol

Figura 41. Hidrólisis ácida del etanoato de etilo, en la que se produce ácido etanoico y metanol.

Si la hidrólisis se produce en medio básico, se trata de un proceso irreversible que generalmente tiene lugar por reacción con una base fuerte, como puede ser hidróxido de sodio o potasio, para formar una sal de sodio o potasio, respectivamente, y un alcohol (Figura 42, página 900).

A este proceso se le denomina **saponificación**, dado que los jabones, no son más que una mezcla de sales sódicas, que se obtienen precisamente mediante reacciones de hidrólisis alcalina de aceites y grasas, que en realidad son ésteres de ácidos grasos de cadena larga.

$CH_3-C(=O)-O-CH_3$ + Na—OH → $CH_3-C(=O)-O^- Na^+$ + CH_3-O-H

Etanoato de metilo | Hidróxido sódico | Etanoato de sodio | Metanol

Figura 42. Reacción de saponificación del etanoato de etilo, en la que se produce etanoato de sodio y metanol.

— **Reacciones de formación de amidas.** Los ésteres reaccionan con amoniaco, a través de un proceso de adición-eliminación, para formar amidas primarias y el alcohol procedente del éster correspondiente (Figura 43).

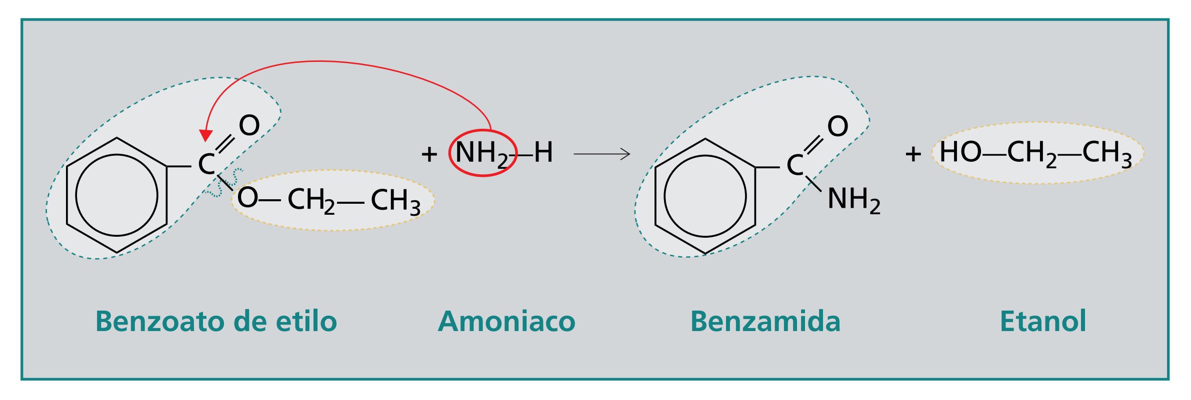


Figura 43. Reacción de formación de una amida, benzamida, a partir de la reacción del ester benzoato de etilo, dónde se produce también un alcohol.

— **Reacciones de transesterificación.** Este tipo de reacciones se producen entre un ester y un alcohol para dar un éster distinto (Figura 44).

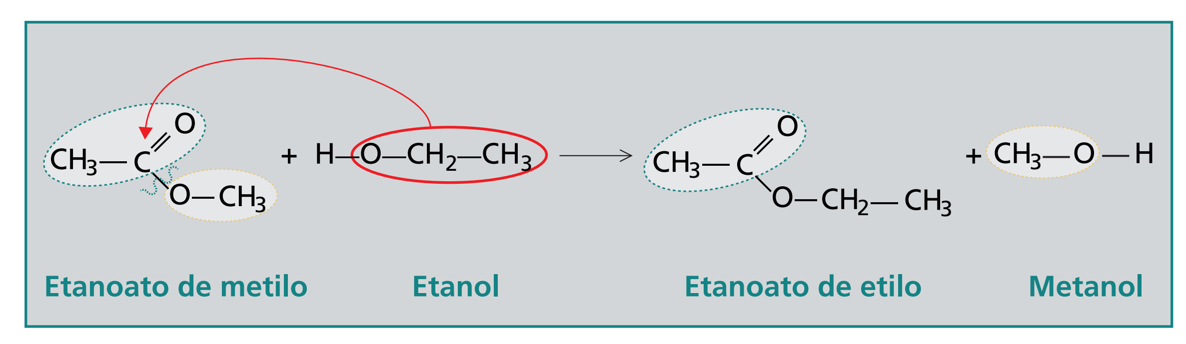


Figura 44. Reacción de etanoato de metilo con el alcohol etanol, para formar el éster etanoato de etilo y metanol.

Reacciones de oxidación-reducción

Los ésteres, al igual que los ácidos carboxílicos, son resistentes a la reducción, pero se pueden reducir ante la presencia de hidruros o por hidrogenación catalítica con óxido de cobre a temperatura y presión elevadas, para formar alcoholes (Figura 45).

$$CH_3-CH_2-C(=O)-O-CH_3 \xrightarrow{AlLiH_4} CH_3-CH_2-CH_2-OH + CH_3-OH$$

Propanoato de metilo — Propanol — Metanol

Figura 45. Reacción de reducción del propanoato de metilo, para formar dos alcoholes.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Completar las siguientes reacciones, nombrando todos los compuestos que intervienen en ellas:

a) Benzoato de etilo + $H_2O \xrightarrow{H_2SO_4}$

b) Benzoato de etilo + $H_2O \xrightarrow{NaOH}$

c) 2,2-Dimetilpropanoato de etilo + $H_2 \rightarrow$

Solución

a) **Reacción de hidrólisis de ésteres.**

$$C_6H_5-COO-CH_2-CH_3 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5-COOH + CH_3-CH_2-OH$$

Benzoato de etilo — Ác. sulfúrico — Ác. benzoico — Etanol

b) **Reacción de hidrólisis de ésteres.**

$$C_6H_5-COO-CH_2-CH_3 + H_2O \xrightarrow{NaOH} C_6H_5-COO^-Na^+ + CH_3-CH_2-OH$$

Benzoato de etilo — Hidróxido sódico — Benzoato de sodio — Etanol

c) **Reducción de ésteres a alcoholes**: hidrogenación catalítica.

$$CH_3-C(CH_3)_2-COO-CH_2-CH_3 + H_2 \rightarrow CH_3-C(CH_3)_2-CH_2-OH + CH_3-CH_2-OH$$

Trimetilacetato de etilo (2,2-Dimetilpropanoato de etilo) — Hidrógeno — Alcohol neopentilo (2,2-Dimetilpropano) — Etanol

Ejercicio 2

Completar las siguientes reacciones, nombrando todos los compuestos que intervienen en ellas:

a) Acetato de etilo + $NH_3 \xrightarrow{H^+}$

b) Etanoato de propilo + NaOH $\rightarrow$

c) $CH_3\text{–}(CH_2)_7\text{–}CH{=}CH\text{–}(CH_2)_7\text{–}COO\text{–}CH_3 + LiAlH_4 \xrightarrow{H^+}$

Solución

a) **Conversión de ésteres a amidas**: Amonólisis.

$$\underset{\text{Etanoato de etilo}}{CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3} + NH_3 \rightarrow \underset{\text{Etanamida (Acetamida)}}{CH_3\text{–}CO\text{–}NH_2} + \underset{\text{Etanol}}{CH_3\text{–}CH_2\text{–}OH}$$

b) **Reacción Hidrólisis en medio alcalino**

$$\underset{\text{Etanoato de propilo}}{CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_3} + NaOH \rightarrow \underset{\text{Etanoato de sodio}}{CH_3\text{–}COO\text{–}Na} + \underset{\text{Propanol}}{OHCH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_3}$$

c) **Reducción química de ésteres** con $LiAlH_4$

$$\underset{\text{Oleato de metilo (9-Octadecenoato de metilo)}}{CH_3\text{–}(CH_2)_7\text{–}CH{=}CH\text{–}(CH_2)_7\text{–}COO\text{–}CH_3 + LiAlH_4} \xrightarrow{H^+}$$

$$\xrightarrow{H^+} \underset{\text{Alcohol oleílico (9-octadecen-1-ol)}}{CH_3\text{–}(CH_2)_7\text{–}CH{=}CH\text{–}(CH_2)_7\text{–}CH_2\text{–}OH} + \underset{\text{Metanol}}{OH\text{–}CH_3}$$

Ejercicio 3

Completar las siguientes reacciones, nombrando los productos que se obtienen en las mismas:

a) $CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3 + H_2O \rightarrow$

b) $CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3 + NaOH \rightarrow$

c) $C_{17}H_{35}\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3 + NaOH \rightarrow$

d) $CH_3\text{–}CH{=}CH\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}COO\text{–}CH_3 + (CH_3\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_2)_2NH \rightarrow$

Solución

a) $\underset{\text{Acetato de etilo}}{CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{Ác. acético}}{CH_3\text{–}COOH} + \underset{\text{Etanol}}{CH_3\text{–}CH_2OH}$

b) $\underset{\text{Acetato de etilo}}{CH_3\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3} + NaOH \rightarrow \underset{\text{Acetato de sodio}}{CH_3\text{–}COO^-Na^+} + \underset{\text{Etanol}}{CH_3\text{–}CH_2OH}$

c) $\underset{\text{Estearato de etilo}}{C_{17}H_{35}\text{–}COO\text{–}CH_2\text{–}CH_3} + NaOH \rightarrow \underset{\text{Estearato de sodio}}{C_{17}H_{35}\text{–}COO^-Na^+} + \underset{\text{Etanol}}{CH_3\text{–}CH_2OH}$

d) $\underset{\text{4-Hexenoato de metilo}}{CH_3\text{–}CH{=}CH\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}COO\text{–}CH_3} + \underset{\text{Dibutilamina}}{(CH_3\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_2)_2NH} \rightarrow$

$$\underset{\textit{N,N}\text{-Dibutil-4-hexenamida}}{CH_3\text{–}CH{=}CH\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CON\text{–}(CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_3)_2} + \underset{\text{Metanol}}{HO\text{–}CH_3}$$

2. COMPUESTOS ORGÁNICOS NITROGENADOS

Los compuestos orgánicos nitrogenados contienen uno o más átomos de nitrógeno en su grupo funcional característico. Los más importantes y los que se van a estudiar en profundidad en este tema son los siguientes:

— Aminas.

— Amidas.

— Nitrilos.

2.1. Aminas

Las aminas son los compuestos orgánicos que se pueden considerar como derivados del amoniaco, NH_3, al sustituir uno, dos o incluso los tres átomos de hidrógeno por radicales alquilo (R-) o arilo (Ar-). Así, en función del número de hidrógenos sustituidos, se puede distinguir entre aminas primarias, secundarias y terciarias, respectivamente (Figura 46).

Amoniaco	Amina primaria	Amina secundaria	Amina terciaria
NH_3 ⇨ N(H)(H)(H)	R—NH_2 ⇨ N(R)(H)(H)	R´ / R—NH ⇨ N(R)(R´)(H)	N(R)(R´)(R´´)

Figura 46. Estructura general de las aminas primarias, secundarias y terciarias, derivadas de la molécula de amoniaco, NH_3, siendo R, R´ y R´´, radicales alquilo o arilo.

Las aminas son un grupo de compuestos que posee una gran importancia biológica, dado que los aminoácidos (encargados de la formación de enzimas y proteínas) poseen grupos amino, y muchas hormonas como la adrenalina o la noradrenalina son aminas.

En la industria las aminas se utilizan como disolventes, agentes de limpieza para la eliminación de mohos y óxidos de metal, o incluso para la elaboración de cosméticos.

Algunos alimentos, como quesos, carnes o pescados pueden contener lo que se denominan *aminas biogénicas*, que se forman en los alimentos que han sido sometidos a procesos de fermentación o que han sufrido algún tipo de contaminación microbiana durante su almacenamiento. También existen de forma natural en alimentos y bebidas fermentadas, pero en niveles muy bajos de concentración, siendo su efecto positivo para el organismo en determinadas funciones metabólicas y fisiológicas.

Características

Las aminas poseen una estructura similar a la de la molécula de amoniaco, NH_3, en la que el átomo de nitrógeno presenta hibridación sp^3. La configuración electrónica del nitrógeno es $1s^2\,2s^2\,2p^3$, con 5 electrones en la capa de valencia, distribuidos en

un orbital *s* y tres orbitales *p*. Estos cuatro orbitales se combinan para formar cuatro orbitales híbridos sp^3, en los que uno de ellos está lleno con un par de electrones, y los otros tres contienen un electrón desapareado (Figura 47).

En el amoniaco el átomo de nitrógeno forma tres enlaces covalentes tipo σ por solapamiento de orbitales 1*s* de tres átomos de hidrógeno, formando ángulos de enlace de unos 107°, algo menores que los de la molécula de metano (109,3°), debido a que existe una mayor repulsión entre el par de electrones no enlazante del orbital hibrido sp^3 y los enlaces simples nitrógeno-hidrógeno. La molécula presenta, por tanto, una geometría tetraédrica distorsionada, de pirámide de base trigonal.

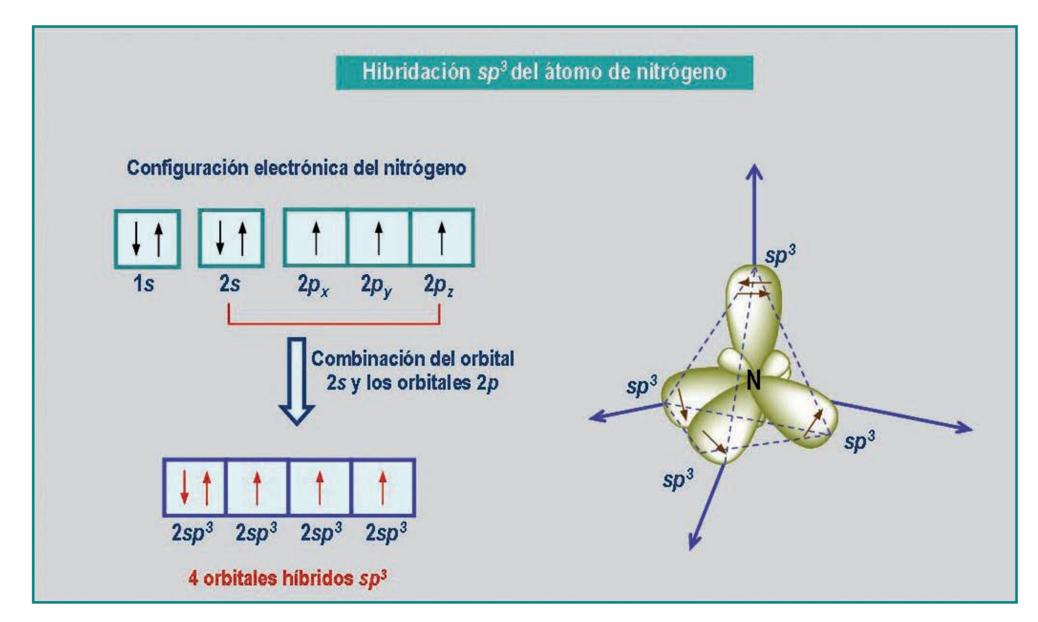


Figura 47. Hibridación sp^3 del átomo de nitrógeno, en la que se forman 4 orbitales híbridos sp^3, uno de los cuales está lleno y los otros tres contienen un electrón desapareado.

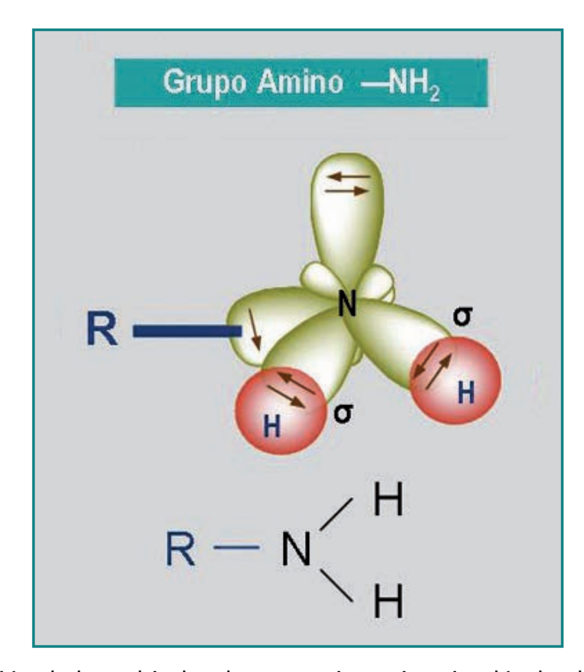


Figura 48. Disposición de los orbitales de una amina primaria, dónde el átomo de nitrógeno del grupo amino, $-NH_2$, ha sufrido hibridación sp^3, y emplea dos de los orbitales con un electrón desapareado para formar dos enlaces tipo σ con dos átomos de hidrógeno.

En las aminas primarias, R–NH_2, los dos átomos de hidrógeno forman enlaces covalentes tipo σ con dos de los orbitales híbridos sp^3 que contienen un electrón desapareado, mientras que el tercer orbital híbrido se unirá al resto de la cadena carbonada (Figura 48).

El par de electrones sin compartir del átomo de nitrógeno le permite actuar como base de Lewis, formando enlaces covalentes dativos, con ácidos de Lewis, como la especie H^+, es decir, que las aminas pueden actuar como agentes nucleófilos capaces de atacar centros de baja densidad electrónica.

Nomenclatura

Las aminas sencillas se nombran añadiendo al nombre del radical o radicales alquilo o arilo unidos al nitrógeno el sufijo ***–amina***. Cuando hay más de un grupo amino, unidos a una cadena carbonada, se añade el sufijo *–diamina*, *-triamina*, etc., al nombre del compuesto fundamental.

En la Tabla 7 se incluyen algunas aminas sencillas, así como su nombre tradicional y su nombre sistemático.

Tabla 7. Fórmula, nombre sistemático y tradicional de algunas aminas sencillas

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
$CH_3-CH_2-NH_2$	Etanamina	Etilamina
$CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_2-CH_3$	Etanopropanamina	Etilpropilamina
CH_3 CH_3-C-NH_2 CH_3	1,1-Dimetiletanamina	*Terc*-butilamina
NH_2	Ciclopentanamina	Ciclopentilamina

Para la correcta formulación y nomenclatura de las aminas, es necesario tener en cuenta las siguientes consideraciones:

— En las aminas secundarias y terciarias, cuando un radical está repetido dos o tres veces, se anteponen al nombre del radical los prefijos ***di-*** o ***tri-***. Como ejemplo:

NH

difenilamina

N

trifenilamina

— Si los radicales son diferentes, éstos se nombran por orden alfabético, o bien por orden de mayor a menor complejidad. Así, el siguiente compuesto se puede nombrar de dos formas:

$$CH_3-CH_2-N(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$$

etilmetilpropilamina (orden alfabético)
metiletilpropilamina (orden de complejidad)

— En ocasiones, para indicar que los radicales se unen directamente al nitrógeno y no en otra posición, se selecciona el radical con cadena hidrocarbonada más larga o la que contenga el radical R de mayor prioridad y los demás se nombran anteponiendo la letra *N*- al nombre del radical. Algunos ejemplos:

$$CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3$$

N-metilpropilamina

$$CH_3-CH_2-N(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$$

N-etil-*N*-metilpropilamina

— Cuando existen dos grupos amino, para indicar que cada sustituyente se encuentra en un grupo diferente, se antepone *N*-,*N*-´ al nombre de los radicales. Como ejemplo:

$$CH_3-NH-CH_2-CH_2-NH-CH_3$$

N,*N*′-dimetil-1,2-etanodiamina

— En aminas complejas, el grupo amino se considera como un sustituyente de la cadena principal, y se nombra empleando el prefijo **amino-,** indicando su posición con el número localizador más bajo posible. Esta misma nomenclatura se utiliza cuando en la molécula existe otro grupo funcional de mayor prioridad. Así:

$$\overset{5}{CH_3}-\overset{4}{CH_2}-\overset{3}{CH}(CH_3)-\overset{2}{CH}(NH_2)-\overset{1}{CH_3}$$

2-amino-3-metilpentano

$$NH_2-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH}(NH_2)-\overset{1}{CH_2}-NH_2$$

1,2,3-triaminopropano ó 1,2,3.-propanotriamina

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a)

$$CH_3-CH(CH_3)-CH(NH_2)-CH(CH_3)-CH_3$$

b)

Solución

En primer lugar tenemos que seleccionar la cadena o anillo más grande al cual se encuentre unido el grupo $–NH_2$. Se numera de forma que se dé el menor número posible a las insaturaciones (si las tuviera) y a los sustituyentes presentes, y el grupo $–NH_2$ se indica con el prefijo **amina**.

a) **2,4-Dimetilpentan-3-amina** → Las aminas se nombran como derivados de los alcanos sustituyendo la terminación -o por –amina. La posición del grupo funcional se indica mediante un localizador que precede a la terminación –amina.

$$\overset{5}{CH_3}-\overset{4}{\underset{\displaystyle CH_3}{CH}}-\overset{\displaystyle NH_2}{\overset{3}{CH}}-\overset{2}{\underset{\displaystyle CH_3}{CH}}-\overset{1}{CH_3}$$

b) ***N*-Fenil-1-naftilamina** → Si hay varios grupos (alquilo o arilo) unidos al nitrógeno, se selecciona el principal y el compuesto se nombra como una amina primaria *N*-sustituida. Los sustituyentes unidos directamente al nitrógeno llevan el localizador *N*. Cuando la amina lleva radicales diferentes, se nombran alfabéticamente.

Ejercicio 2

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $CH_2-CH_2-NH_2$ (unido a un anillo bencénico con dos grupos OH)

b) $CH_3-\underset{\displaystyle NH-CH_3}{CH}-COOH$

c) $CH_3—CH(NH_2)—CH_2—CH_2—CH_2—CO—CH_3$

Solución

En primer lugar tenemos que seleccionar la cadena o anillo más grande al cual se encuentre unido el grupo $–NH_2$. Se numera de forma que se dé el menor número posible a las insaturaciones (si las tuviera) y a los sustituyentes presentes, y el grupo $–NH_2$ se indica con el prefijo **amina**.

a) **2-(3,4-Dihidroxifenil)etilamina** (Dopamina) → Si un radical está repetido varias veces, se indica con los prefijos di-, tri-, etc.

$\overset{2}{C}H_2—\overset{1}{C}H_2—NH_2$ unido al carbono 1 de un anillo bencénico (numerado 1 a 6) con OH en las posiciones 3 y 4.

b) **Ácido 2-(*N*-metilamino)propanoico** → Cuando la amina no es el grupo funcional principal tenemos que nombrarla como «amino-».

$\overset{3}{C}H_3—\overset{2}{C}H(NH—CH_3)—\overset{1}{C}OOH$

c) **6-Aminoheptan-2-ona** → Cuando la amina no es el grupo funcional principal se nombra como «amino-». Son grupos prioritarios al amino los ácidos carboxílicos, ésteres, amidas, nitrilos, aldehídos, cetonas y alcoholes.

$\overset{7}{C}H_3—\overset{6}{C}H(NH_2)—\overset{5}{C}H_2—\overset{4}{C}H_2—\overset{3}{C}H_2—\overset{2}{C}O—\overset{1}{C}H_3$

Ejercicio 3

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—N(CH_3)—CH_3$

b) $CH_3—NH—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—NH—CH_3$

c) Ciclohexano con OH y NH_2 en posiciones 1,3.

Solución

a) ***N,N*-Dimetilpentanamina** → Las aminas secundarias o terciarias se nombran tomando el sustituyente más grande como cadena principal (pentano) y todos los demás grupos se nombran utilizando la letra *N*- seguida por el nombre del sustituyente.

$$\overset{5}{CH_3}-\overset{4}{CH_2}-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CH_2}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}-CH_3$$

b) ***N,N´*-Dimetilpentano-1,5-diamina** → Los sustituyentes unidos directamente al nitrógeno llevan el localizador *N*. Si en la molécula hay dos grupos amino sustituidos se emplea *N,N'*, es decir, hay dos grupos metilo cada uno de ellos en un nitrógeno.

$$CH_3-NH-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{CH_2}-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CH_2}-NH-CH_3$$

c) **3-Aminociclohexanol** → En la molécula existe un grupo funcional de mayor prioridad que el amino, que es el alcohol, por ello se numera para que esta función tome el número localizador 1 y el grupo amino lo tenemos que en la posición 3.

OH (C1), 1, 2, 3, 4, 5, 6, NH_2 (C3)

Ejercicio 4

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $COO-CH_3$ (ciclohexano con $COO-CH_3$ y, en posición opuesta, NH_2)

b)

$$CH_3-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{|}{CH}}-CH=\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}-\underset{\displaystyle \underset{\displaystyle CH_3\ \ CH_3}{N-CH-CH_3}}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_2-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}-C_6H_5$$

Solución

a) **4-Aminociclohexanocarboxilato de metilo** → La función principal es la función éster que tenemos que situarla en la posición 1 y en la 4 el grupo amino.

$COO—CH_3$ (posición 1), NH_2 (posición 4) sobre el anillo de ciclohexano numerado 1–6.

b) **4-metil-5-(*N*-isopropil-*N*-metilamino)-8-(*N*-fenil-N-metilamino)-4-octen-2-amina** → Como hay varios grupos (alquilo y arilo) unidos al nitrógeno, se mira cuál es el principal, octano con un doble enlace en la posición 5. El compuesto se ha nombrado como una amina primaria *N*-sustituida, por lo que en la cadena de ocho eslabones vamos colocando los sustituyentes.

$$\overset{1}{CH_3}—\overset{2}{CH}(NH_2)—\overset{3}{CH}{=}\overset{4}{C}(CH_3)—\overset{5}{CH}(N(CH_3)—CH(CH_3)—CH_3)—\overset{6}{CH_2}—\overset{7}{CH_2}—\overset{8}{CH_2}—N(CH_3)—C_6H_5$$

Ejercicio 5

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a)

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH(CH_2—CH_3)—CH(CH(CH_3)—CH_3)—CH_2—CH_2—CH(NH_2)—CH_2—CH(CH_3)—CH_3$$

b)

$$C_6H_5—NH_3^+\ Cl^-$$

c)

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—\overset{+}{N}(CH_3)_2—CH_3\ Cl^-$$

Solución

a) **8-Etil-7-isopropil-2-metilundecan-4-amina** → Se elige como cadena principal la de mayor longitud (11) que se nombra añadiendo el sufijo –amina al radical e indicando su posición con el número localizador más bajo posible. Los sustituyentes se nombran por orden alfabético.

```
                        CH3— CH— CH3
                             |
 11     10     9      8     7      6      5      4      3      2      1
CH3— CH2— CH2— CH— CH— CH2— CH2— CH— CH2— CH— CH3
                  |                          |             |
                 CH2— CH3                   NH2           CH3
```

b) **Cloruro de fenilamonio o Clorhidrato de fenilamina** → Sus sales pueden nombrarse de la misma manera que las sales inorgánicas (NH_4Cl → cloruro de amonio, $(NH_4)_2SO_4$ → sulfato de amonio), es decir, se utiliza el nombre de la amina de donde proceden reemplazando la terminación –amina por –amonio y se antepone el nombre del anión (cloruro de, nitrato de, sulfato de…etc).

$C_6H_5-NH_3^+\ Cl^-$

c) **Cloruro de heptiltrimetilamonio o Clorhidrato de heptiltrimetilamina**

```
                                                   CH3   Cl⁻
  7      6      5      4      3      2      1       |
CH3— CH2— CH2— CH2— CH2— CH2— CH2— N⁺— CH3
                                                    |
                                                   CH3
```

Ejercicio 6

Representar los compuestos siguientes:

a) Metilvinilamina.

b) (3-Metil-2-ciclohexenil)amina.

c) *N,N*-Dimetilciclohexilamina.

d) 2-Fenilisopropilamina.

e) 6-Butil-1-metilciclohepten-4-amina.

Solución

a) **Metilvinilamina** → $CH_2{=}CH{-}NH{-}CH_3$

b) **3-Metil-2-ciclohexenilamina**

(Anillo de ciclohexeno con NH_2 en C1, doble enlace C2=C3 y CH_3 en C3)

c) ***N*,*N*-Dimetilciclohexilamina**

$$CH_3—N—CH_3$$ (N unido a un ciclohexano)

d) **2-Fenilisopropilamina**

$$C_6H_5—CH_2—CH(CH_3)—NH_2$$

e) **6-Butil-1-metilciclohepten-4-amina** → Existe otra forma de nombrar las aminas y es como si fueran *alcanaminas*, por lo que en este caso se sustituye la terminación **–o** del alcano por **-amina**. El nombre nos indica que es un cicloalqueno de 7 eslabones con un solo doble enlace en la posición 1 y diferentes sustituyentes: un metilo en 1, un grupo amino en 4 y butilo en 6.

CH_3 en C1 (doble enlace C1=C2), NH_2 en C4, $CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$ en C6

Ejercicio 7

A partir de la fórmula molecular $C_4H_{11}N$, nombrar y escribir la fórmula semidesarrollada de las tres aminas isoméricas: primaria, secundaria y terciaria.

Solución

$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—NH_2$ → **Butilamina** (amina 1.ª)

$CH_3—CH_2—CH_2—N(CH_3)—H$ → **Metilpropilamina** (amina 2.ª)

$CH_3—CH_2—N(CH_3)—CH_3$ → **Etildimetilamina** (amina 3.ª)

Propiedades

Las propiedades más características de las aminas se desarrollan a continuación:

— Las aminas primarias y secundarias poseen puntos de fusión y ebullición menores que los de los alcoholes, pero mayores que los de los hidrocarburos de peso molecular análogo. Esto es debido a la capacidad que poseen las moléculas para formar puentes de hidrógeno entre ellas (Figura 49), siendo estos enlaces ligeramente más débiles que los que forman las moléculas de los alcoholes.

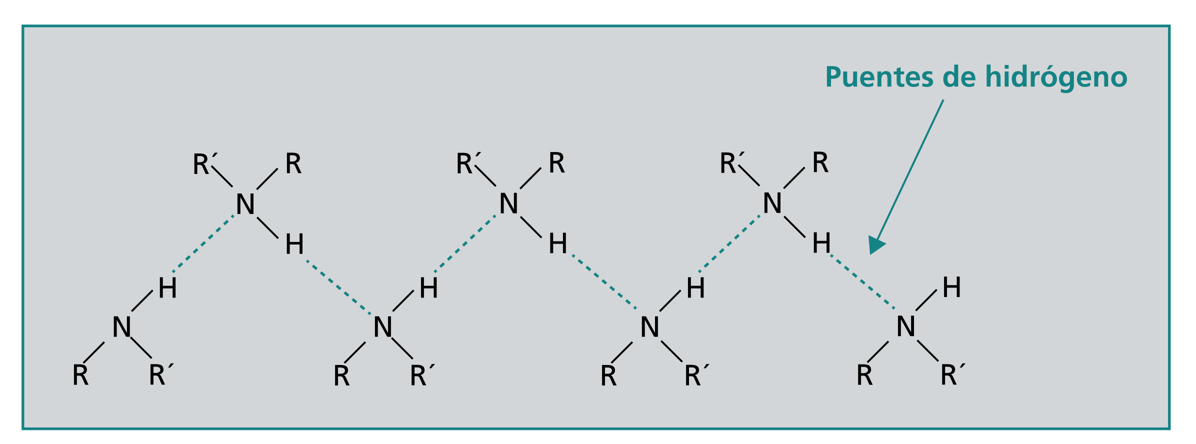


Figura 49. Formación de puentes de hidrógeno entre las moléculas de las aminas secundarias.

— Las aminas terciarias, al no poseer enlaces N–H, no forman enlaces por puentes de hidrógeno entre ellas, con lo que sus puntos de fusión y ebullición son menores.

— Las aminas forman enlaces por puentes de hidrógeno con las moléculas de agua, lo que hace que sean hidrosolubles, siendo mayor en las aminas primarias, seguidas de las secundarias, y por último las terciarias. Además, las aminas son más solubles en agua que los alcoholes, puesto que los enlaces por puentes de hidrógeno con el agua son más fuertes. Esto se debe a que el grupo amino comparte con el agua más fácilmente el par de electrones del átomo de nitrógeno que el grupo alcoxi el par de electrones del oxígeno.

— La presencia de la cadena carbonada confiere cierta apolaridad a las aminas, lo que hace que también sean solubles en disolventes apolares, como ésteres y alcoholes, entre otros.

— Las aminas de bajo peso molecular, metil y etilaminas, poseen un olor característico semejante al amónico, mientras que las superiores presentan un fuerte olor a pescado en descomposición, y las de elevado peso molecular son prácticamente inodoras.

— Las aminas presentan un marcado carácter básico, dado por el par de electrones no compartidos que posee el átomo de nitrógeno del grupo amino. Por ello se comportan como bases de *Lewis*, cediendo dicho par no compartido a sustancias aceptoras de electrones.

— Frente a reactivos fuertemente básicos, las aminas se comportan como ácidos de Brönsted, cediendo protones.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

¿A qué se debe el carácter básico de las aminas? Ordenar los siguientes compuestos de mayor a menor basicidad: a) trietilamina; b) anilina; c) *m*-nitroanilina

Solución

El carácter básico de las aminas se debe a la presencia en el átomo de nitrógeno (N) de un par de electrones no compartidos, que le confiere capacidad de aceptar un protón H^+. Por ello, las aminas reaccionan con los ácidos, tanto orgánicos como inorgánicos, formando sales:

$$CH_3–NH_2 + HCl \rightarrow CH_3–NH_3^+Cl^-$$

Las aminas primarias son bases más fuertes que las aromáticas. Además, la *m*-nitroanilina es una base más débil que la anilina, debido al efecto desactivante del grupo nitro en posición meta. Luego, el orden de estos compuestos según su basicidad creciente es:

***m*-nitroanilina < anilina < trietilamina**

Ejercicio 2

Razonar cuál de las siguientes aminas tiene un punto de ebullición menor: propilamina, etilmetilamina y trimetilamina.

Solución

En el proceso de ebullición se produce una ruptura de las interacciones intermoleculares de un compuesto. Cuanto más intensas sean, más energía hay que suministrar para romperlas y, por tanto, mayor será la temperatura de ebullición.

En las aminas primarias y secundarias, la polaridad del enlace N-H permite establecer enlaces de hidrógeno entre las moléculas de amina y más en las primarias que en las secundarias, debido a que en las aminas primarias hay dos átomos de H enlazados al átomo de N, y al impedimento estérico que ejercen los dos radicales hidrocarbonados sobre el grupo N-H en las aminas secunadrias.

En las aminas terciarias, no hay átomo de H unido al N, y los grupos sustituyentes protegen al átomo de N impidiendo que se establezcan interacciones del tipo dipolo-dipolo entre las moléculas.

Teniendo en cuenta estas consideraciones, la trietilamina tiene el menor punto de ebullición al ser una amina terciaria, después va la etilmetilamina (amina secundaria) y la de mayor punto de ebullición es la amina primaria, la propilamina.

Reactividad

En general, las aminas primarias son más reactivas que las secundarias, y éstas más que las terciarias.

Las reacciones características más importantes de las aminas son las siguientes:

— Reacciones de formación de sales.
— Reacciones de *N*-alquilación.
— Reacciones de *N*-acilación.
— Reacción con ácido nitroso, HNO_2.

Reacciones de formación de sales

Las aminas, dado su carácter básico, pueden reaccionar con compuestos ácidos, tanto fuertes como débiles, para formar sales de amonio cuaternario. Como ejemplo, en la Figura 50 se muestran las reacciones de una amina primaria, secundaria y terciaria con un ácido fuerte, como es el ácido clorhídrico.

A

$$CH_3-NH_2 + HCl \xrightarrow{H_2O} CH_3-\overset{+}{N}H_3-Cl^-$$

Metilamina → **Cloruro de metilamonio**

B

$$CH_3-NH-CH_3 + HCl \xrightarrow{H_2O} CH_3-\overset{+}{N}H_2(CH_3)-Cl^-$$

Dimetilamina → **Cloruro de dimetilamonio**

C

$$CH_3-N(CH_3)-CH_3 + HCl \xrightarrow{H_2O} CH_3-\overset{+}{N}H(CH_3)_2-Cl^-$$

Trimetilamina → **Cloruro de trimetilamonio**

Figura 50. Reacción de formación de sales de amonio cuaternario de A) una amima primaria, B) una amina secundaria y C) una amina terciaria, al reaccionar con un ácido fuerte.

Reacciones de N-alquilación

$$CH_3-NH_2 + CH_3-Cl \longrightarrow CH_3-\overset{+}{N}H_2(CH_3)-Cl^-$$

Metilamina + **Cloruro de metilo** → **Cloruro de dimetilamonio**

Figura 51. Reacción de *N*-alquilación de la metilamina, una amina primaria.

La reacción de las aminas primarias y secundarias con los halogenuros de alquilo origina sales de alquilamonio, agregándose el grupo alquilo del halogenuro a la amina (alquilación). En el caso de las aminas terciarias, se forman sales de amonio cuaternario. Así, en la Figura 51 y 52 se muestran las reacciones de alquilación de una amina primaria y de una amina secundaria.

$$\underset{\text{Dietilamina}}{CH_3-CH_2-\underset{\underset{CH_3-CH_2}{|}}{NH}} \; + \; \underset{\text{Cloruro de etilo}}{CH_3-CH_2-Cl} \longrightarrow \underset{\text{Cloruro de trietilamonio}}{CH_3-CH_2-\overset{\overset{CH_2-CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_3-CH_2}{|}}{\overset{+}{N}H}}-Cl^-}$$

Figura 52. Reacción de *N*-alquilación de la dietilamina, una amina secundaria.

Reacciones de N-acilación

Las aminas primarias y secundarias pueden reaccionar con los ácidos carboxílicos y sus derivados (ésteres, halogenuros de ácido o anhídridos) para formar amidas, mientras que las aminas terciarias no dan esta reacción. La Figura 53 muestra el esquema general de las posibles reacciones de acilación de una amina secundaria.

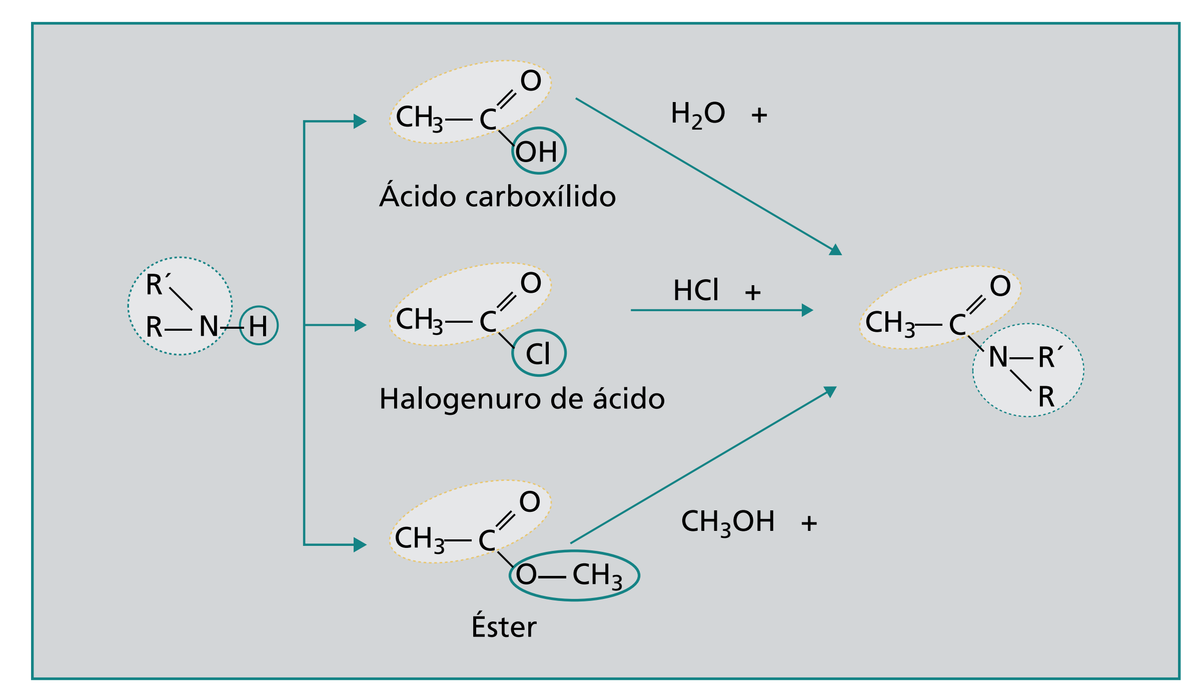


Figura 53. Esquema general de las posibles reacciones de acilación que puede sufrir una amina secundaria, para formar una amida.

Reacciones con ácido nitroso, HNO_2

La reacción de las aminas con el ácido nitroso proporciona un producto de reacción diferente dependiendo de la naturaleza de la amina.

La reacción de una amina primaria origina una *sal de diazonio*, compuesto muy inestable que puede transformarse en un alcohol desprendiendo hidrógeno. Como ejemplo, en la Figura 54 se muestra la reacción de la etilamina.

$$CH_3{-}CH_2{-}NH_2 + HOH{=}O \longrightarrow CH_3{-}CH_2{-}OH + N_2 + H_2O$$

Etilamina — Ácido nitroso — Etanol — Nitrógeno

Figura 54. Reacción de etilamina, amina primaria, con ácido nitroso, para formar una mezcla de compuestos, entre ellos, etanol.

Las aminas secundarias, en presencia de ácido nitroso forman *nitrosoaminas* (Figura 55), y las aminas terciarias forman *nitritos de trialquilamonio* (Figura 56).

$$CH_3{-}NH(CH_3) + H{-}O{-}N{=}O \longrightarrow CH_3{-}N(CH_3){-}NO + H_2O$$

Dimetilamina — Ácido nitroso — Nitrosodimetilamina

Figura 55. Reacción de dimetilamina, amina secundaria, con ácido nitroso, para formar nitrosodimetilamina.

$$CH_3{-}N(CH_3)_2 + H{-}O{-}N{=}O \longrightarrow CH_3{-}NH(CH_3)_2{-}NO_2$$

Trimetilamina — Ácido nitroso — Nitrito de trimetilamonio

Figura 56. Reacción de trimetilamina, amina terciaria, con ácido nitroso, para formar nitrito de trimetilamonio.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Completar las siguientes reacciones (sin ajustar):

a) Propilamina + HNO_2 →

b) $CH_3{-}CH_2{-}CH(NH_2){-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 + CH_3I$ →

Solución

a) La propilamina es una amina primaria, por lo que en su reacción con ácido nitroso se forma un alcohol:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}NH_2 + H{-}O{-}N{=}O \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + N_2 + H_2O$$

b) **Reacción de alquilación**: las aminas reaccionan con halogenuros de alquilo, obteniéndose un halogenuro de amonio cuaternario (sal de tetrametilamonio) como producto final de la reacción.

$$CH_3-CH_2-CH(NH_2)-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightarrow[NaHCO_3]{3CH_3I} CH_3-CH_2-CH[N^+(CH_3)_3]-CH_2-CH_2-CH_3 \; I^-$$

Ejercicio 2

Completar las siguientes reacciones (sin ajustar):

a) $C_6H_5-NH_2 + CH_3-CO-Cl \rightarrow$

b) $C_6H_5-C(=O)-Cl + H-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3 \rightarrow$

Solución

a) **Reacción de acilación** de la anilina (benzoamina) con un cloruro de ácido obteniéndose una amida:

$$C_6H_5-NH_2 + Cl-C(=O)-CH_3 \rightarrow C_6H_5-NH-C(=O)-CH_3$$

b) **Reacción de acilación-reducción**: una amina primaria reacciona con un cloruro de ácido obteniéndose una amida. Posteriormente el grupo carbonilo de la amida (C=O) se reduce a CH_2 con hidruro de litio y aluminio ($LiAlH_4$).

$$C_6H_5-C(=O)-Cl + H-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3 \rightarrow C_6H_5-C(=O)-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$$

$$C_6H_5-C(=O)-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3 \xrightarrow[2.\ H_2O]{1.\ LiAlH_4} C_6H_5-CH_2-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$$

Ejercicio 3

Completar las siguientes reacciones (sin ajustar):

a) $C_6H_5-N(H)-CH_3 + HONO \xrightarrow{T = 0-5\ °C}$

b) $CH_3-CH_2-N(CH_3)-CH_3 + CH_3I \rightarrow$

Solución

a) **Reacción con ácido nitroso:** las aminas secundarias aromáticas reaccionan con ácido nitroso dando lugar a *N-nitrosocompuestos.*

$$C_6H_5-N(H)-CH_3 + HONO \xrightarrow{T = 0-5\ °C} C_6H_5-N(NO)-CH_3$$

N-Metilanilina → *N*-Nitroso-*N*-metilanilina

b) **Reacción de *N*-alquilación:** una amina terciaria reacciona con el ioduro de metilo (un halogenuro de alquilo) obteniéndose un ioduro de amonio cuaternario.

$$CH_3-CH_2-N(CH_3)-CH_3 + CH_3I \rightarrow CH_3-CH_2-\overset{+}{N}(CH_3)_2-CH_3\ I^-$$

N-Dimetiletilamina → Yoduro de trimetiletilamonio

Ejercicio 4

Completar la siguiente reacción (sin ajustar):

$$p\text{-}NH_2-C_6H_4-O-CH_3 \xrightarrow{HNO_2}$$

Solución

Reacción de una amina aromática primaria con ácido nitroso (reacción de diazotación) para formar una sal de diazonio, muy inestable.

$$CH_3O-C_6H_4-NH_2 \xrightarrow{HNO_2} CH_3O-C_6H_4-N \equiv N^+ Cl^-$$

Ejercicio 5

Escribir una reacción que ponga de manifiesto el carácter básico de la propilamina.

Solución

El par de electrones sobre el átomo de N de las aminas explica su comportamiento básico, puesto que pueden aceptar un protón comportándose como bases de *Lewis* formando las correspondientes sales, como por ejemplo la propilamina que reacciona con un ácido de la manera siguiente:

$$CH_3–CH_2–CH_2–NH_2 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–NH_3^+Cl^-$$

Cloruro de propilamonio

Ejercicio 6

Completar las siguientes reacciones (sin ajustar), nombrando y representando todos los compuestos que intervienen en ellas:

a) Trietilamina + CH_3Br →

b) Etilamina + HCl →

c) Dietilamina + HBr →

Solución

a) **Reacción de *N*-alquilación** de una amina terciaria en la que se forman una sal de amonio cuaternario:

$$CH_3—N(CH_3)—CH_3 + CH_3Br \rightarrow CH_3—\overset{+}{N}(CH_3)_2—CH_3Br^-$$

Bromuro de tetrametilamonio

b) **Reacción de *N*-alquilación** de una amina primaria con un halogenuro de alquilo en la que se origina una sal de alquilamonio, por alquilación del átomo de nitrógeno. La etilamina reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de etilamonio:

$$CH_3–CH_2–NH_2 + HCl \rightarrow CH_3–CH_2–NH_3^+Cl^-$$

c) **Reacción de *N*-alquilación** de una amina secundaria con un halogenuro de alquilo en la que se origina una sal de alquilamonio, por alquilación del átomo de nitrógeno. La dietilamina reacciona con el HBr obteniéndose el bromuro de dietilamonio, una sal de dialquilamonio.

$$(CH_3\text{—}CH_2)_2NH \ + \ HBr \ \rightarrow \left[CH_3\text{—}CH_2\text{—}\overset{H}{\underset{H}{|}}\overset{+}{N}\text{—}CH_2\text{—}CH_3 \right] Br^-$$

2.2. Amidas

Las amidas son los compuestos orgánicos que pueden considerarse derivados de los ácidos carboxílicos, R–COOH, en los que el grupo –OH del ácido ha sido sustituido por: *i)* un grupo amino, $-NH_2$ originando una **amida sencilla**, *ii)* un grupo –NH–R originando una **amida monoalquilada o monoarilada (monoalquilamida o monoarilamida)**, o *iii)* un grupo –NRR´, para dar una **amida dialquilada o diarilada (dialquilamida o diarilamida)** (Figura 57).

$R\text{—}C(=O)\text{—}OH$	$R\text{—}C(=O)\text{—}NH_2$	$R\text{—}C(=O)\text{—}NH\text{—}R'$	$R\text{—}C(=O)\text{—}N(R'')\text{—}R'$
R—COOH	$R\text{—}CO\text{—}NH_2$	R—CO—NH—R´	R—CO—N(R´´)—R´
Ácido carboxílico	**Amida sencilla**	**Amida monoalquil(aril)ada**	**Amida dialquil(aril)ada**

Figura 57. Estructura general de las amidas sencillas, y las amidas alquiladas o ariladas en el átomo de nitrógeno, mono y dialquil(aril)amidas, derivadas de los ácidos carboxílicos, siendo R, R´ y R´´, radicales alquilo o arilo.

Las amidas también pueden considerarse compuestos derivados de la molécula de amoniaco, NH_3, en la que uno, dos o los tres átomos de hidrógeno han sido sustituidos por radicales ***acilo*** (grupo derivado de un ácido carboxílico por eliminación del grupo hidroxilo), $R\text{—}C(=O)\text{—}$, formando **amidas primarias, secundarias o terciarias**, respectivamente (Figura 58, página 922).

Las amidas se encuentran formando parte de compuestos biológicos tan importantes como aminoácidos, proteínas, ADN, ARN, hormonas o vitaminas. La urea, NH_2–CO–NH_2, primer compuesto orgánico sintetizado, es una amida que juega un papel muy importante desde el punto de vista fisiológico, puesto que es el producto final del metabolismo de las proteínas en el organismo.

De forma industrial las amidas se utilizan como disolventes para la extracción de metales, en la industria textil para la fabricación de fibras sintéticas, como son

las poliamidas (nylon), en la fabricación de papel blanco, o como fertilizantes (urea). También se utilizan en la síntesis de fármacos, por sus propiedades analgésicas, antipiréticas y anticonvulsionantes.

Amoniaco	Amida primaria	Amida secundaria	Amida terciaria
NH_3	$R-C(=O)-NH_2$	$(R-C(=O))(R'-C(=O))NH$	$(R-C(=O))(R'-C(=O))N-C(=O)-R''$

Figura 58. Estructura general de las amidas primarias, secundarias y terciarias, derivadas de la molécula de amoniaco, NH_3-ácidos carboxílicos, siendo R, R´ y R´´, radicales alquilo o arilo.

Características

El átomo de nitrógeno del grupo amino sufre hibridación sp^2, de forma que sus tres orbitales híbridos se encuentran formando una disposición trigonal plana, en lugar de piramidal como en el caso de las aminas. Uno de los orbitales híbridos se encuentra lleno con un par de electrones no enlazante, mientras que los otros dos contienen un electrón desapareado cada uno. Además, al nitrógeno le queda un orbital puro $2p_z$ sin hibridar, con un electrón desapareado (Figura 59).

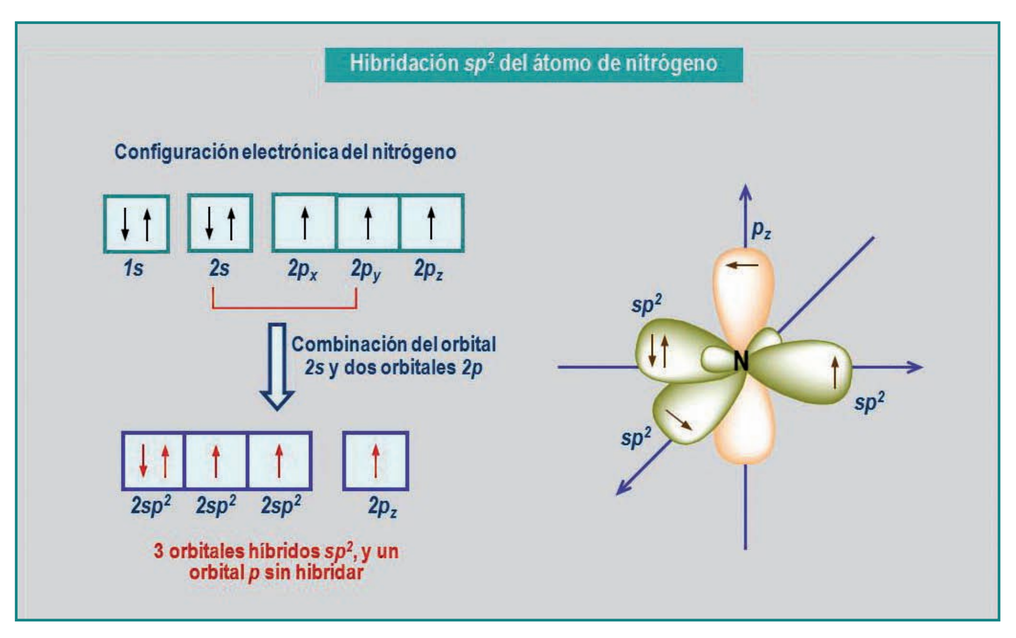


Figura 59. Hibridación sp^2 del átomo de nitrógeno. Se forman 3 orbitales híbridos sp^2 y mantiene un orbital $2p_z$ puro. Posee tres electrones desapareados, dos electrones en dos orbitales híbridos y un tercero en el orbital sin hibridar.

El par de electrones no enlazante o no compartido del nitrógeno se encuentra deslocalizado en el grupo carbonilo. Así, el grupo funcional amida es bastante polar ya que se admite la existencia de la estructura resonante del grupo amido que se representa en la Figura 60. Esta es la razón por la que las amidas son menos básicas que las aminas.

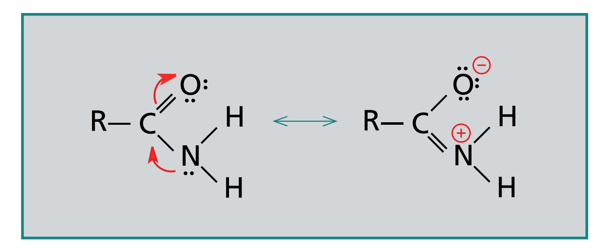


Figura 60. Estructuras resonantes de una amida.

Nomenclatura

Las amidas se nombran cambiando la terminación ***–oico*** del ácido carboxílico del que proceden por la terminación ***–amida.*** En la Tabla 8 se muestra la estructura y nomenclatura de algunas amidas primarias sencillas.

Tabla 8. Fórmula, nombre sistemático y tradicional de algunas amidas sencillas

Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
$CH_3—CO—NH_2$	Etanamida	Acetamida
$CH_3—CH_2—CO—NH_2$	Propanamida	Propionamida
$CH_3—CH_2—CH_2—CO—NH_2$	Butanamida	Butiramida
$C_6H_5—CO—NH_2$ (anillo bencénico —CO—NH$_2$)	Bencenocarboxamida	Benzamida

La correcta formulación y nomenclatura de las amidas se realiza teniendo en cuenta las siguientes consideraciones:

— Las amidas sustituidas se nombran anteponiendo la letra *N-* o *N,N-*, respectivamente, al nombre del radical. Como ejemplos:

$$CH_3—CO—NH—CH_3 \qquad CH_3—CH_2—CO—N(CH_3)—CH_3$$

N-metilacetamida (Tradicional)
N-metiletanamida (IUPAC)

N,N-dimetilpropionamida (Tradicional)
N,N-dimetilpropanamida (IUPAC)

— Cuando en el mismo carbono oxigenado hay dos grupos amino, $–NH_2$, los compuestos reciben el nombre de **diamidas**. La diamida más sencilla es la carbamida o carbodiamida:

$$NH_2—CO—NH_2$$

Otras diamidas sencillas:

$NH_2—CO—CO—NH_2$

Oxamida (Tradicional)
Etanodiamida (IUPAC)

$NH_2—CO—CH_2—CO—NH_2$

Malonamida (Tradicional)
Propanodiamida (IUPAC)

— Cuando el grupo $–CONH_2$ no es la función principal del compuesto, éste se nombra como si de un radical se tratara, con la palabra **carbamoil**. Como ejemplo:

COOH
1
2 6
3 5 $CONH_2$
4

Ácido 5-carbamoil-1-ciclohexencarboxílico

— El grupo $–CONH_2$ también se puede nombrar utilizando el sufijo ***–carboxamida*** (viene de carboxílico). Así,

NH_2
3
4 2
5 1 $CONH_2$
6

3-amino-3-ciclohexencarboxamida

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $CH_3—CH_2—CH_2—CO—N(CH_3)—CH_3$

b) $OHC—CH_2—CH(CH_3)—CH(OH)—CH_2—CO—NH_2$

Solución

Tenemos que nombrar los radicales unidos al nitrógeno precedidos de la *N*. A continuación, se nombra la cadena que contiene el carbonilo terminada en **-amida**.

a) ***N,N*-Dimetilbutanamida** → Las amidas se nombran como derivados de ácidos carboxílicos sustituyendo la terminación -oico del ácido por -ami-

da. Pueden ser amidas sencillas, amidas *N*-sustituidas o *N,N*-disustituidas, como en este caso. Si se trata de amidas sustituidas hay que especificar los radicales unidos al nitrógeno anteponiendo la letra ***N***.

$$CH_3-CH_2-CH_2-CO-N(CH_3)-CH_3$$

b) **6-Formil-3-hidroxi-4-metilhexanamida** → Las amidas son grupos prioritarios frente a aminas, alcoholes, cetonas, aldehídos y nitrilos.

$$\overset{6}{OHC}-\overset{5}{CH_2}-\overset{4}{CH}(CH_3)-\overset{3}{CH}(OH)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CO}-NH_2$$

Ejercicio 2

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $$CH_3-CH_2-CH(Br)-CH(C(=O)NH_2)-CH_2-CH_2-COOH$$

b) $$CH_3-CH(C(=O)NH_2)-CH_2-CH_2-COO-CH_2-CH_3$$

Solución

Tenemos que nombrar los radicales unidos al nitrógeno precedidos de la *N*. A continuación, se nombra la cadena que contiene el carbonilo terminada en **-amida**.

a) **Ácido 5-Bromo-4-carbamoilheptanoico** → Cuando el grupo amida no es el grupo principal y actúa como sustituyente se nombran como «**carbamoíl**», se ordena alfabéticamente con el resto de sustituyentes y precede al nombre de la cadena principal.

$$\overset{7}{CH_3}-\overset{6}{CH_2}-\overset{5}{CH}(Br)-\overset{4}{CH}(C(=O)NH_2)-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COOH}$$

b) **4-Carbamoilpentanoato de etilo.**

$$\overset{5}{CH_3}-\overset{4}{CH}(C(=O)NH_2)-\overset{3}{CH_2}-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COO}-CH_2-CH_3$$

Ejercicio 3

Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) $NH_2—CO—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—COOH$

b) $CONH_2$ / CH_3 / Br

c) CH_3 / $CO—N—CH_3$

d) COOH / $CONH_2$

Solución

a) **Ácido 5-carbamoilpentanoico** → Cuando las amidas actúan como sustituyentes se nombran como «carbamoíl».

$$NH_2—CO—\overset{5}{C}H_2—\overset{4}{C}H_2—\overset{3}{C}H_2—\overset{2}{C}H_2—\overset{1}{C}OOH$$

b) **4-Bromo-3-metilciclohexanocarboxamida** → Cuando el grupo amida va unido a un ciclo, se nombra el ciclo como cadena principal y se suele utilizar la terminación «-**carboxamida**» para nombrar la amida.

$CONH_2$
1 2 3 4 5 6
CH_3
Br

c) ***N,N*-Dimetilciclopentanocarboxamida** → Cuando el grupo amida va unido a un ciclo, se nombra el ciclo como cadena principal y se emplea la terminación «-carboxamida» para nombrar la amida.

CH_3
$CO—N—CH_3$

d) **Ácido 3-carbamoilciclopentanocarboxílico** → Cuando el grupo amida no es el grupo principal y actúa como sustituyente se nombran como «carbamoíl».

COOH
1 2 3 4 5
$CONH_2$

Ejercicio 4

Representar los siguientes compuestos:

a) 1,2,4-Butanotricarboxamida.

b) 3-Butenamida.

c) Tripopanamida o propanotriamida.

d) 1,1,2-Etanotricarboxamida.

Solución

Cuando nos dan el nombre de la amida, tenemos que ver que la raíz anterior al sufijo «-amida» es la cadena principal. Después del nitrógeno situamos los radicales precedidos de la *N*. Por último, se completa la cadena con los hidrógenos.

a) **1,2,4-Butanotricarboxamida** → Se utiliza el sufijo «-carboxamida» para el grupo -CO-NH_2 cuando el ácido de referencia se nombra usando el sufijo –carboxílico. Se considera la cadena (o anillo) principal excluyendo los carbonos propios de los grupos funcionales, por lo que tenemos que representar una cadena de cuatro átomos de C y en las posiciones 1,2, y 4 colocar tres grupos –$CONH_2$ y, por último, completar con H. También se puede nombrar considerando la cadena principal incluyendo los carbonos de los grupos funcionales. Queda, entonces, uno (o más) grupos funcionales sustituyendo H en la cadena principal que se nombra utilizando el prefijo «–carbamoil», por lo que este compuesto se podría nombrar como → **3-carbamoílhexanodiamida.**

$$\begin{array}{c} \qquad\qquad\quad CONH_2 \\ \qquad\qquad\quad | \\ H_2NCO—CH_2—CH—CH_2—CH_2—CONH_2 \end{array}$$

b) **3-Butenamida:**

$$CH_2{=}CH—CH_2—CONH_2$$

c) **Tripopanamida o propanotriamida** → Las amidas secundarias o terciarias simétricas (tienen los radicales R y R´ o R, R´ y R´´) iguales, se nombran anteponiendo el prefijo «di» o «tri» al nombre de la amida primaria correspondiente. También puede intercalarse el prefijo «di» o «tri» entre el nombre del hidrocarburo del que derivan estos radicales iguales.

$$\begin{array}{c} CH_3—CH_2—CO—N—CO—CH_2—CH_3 \\ | \\ \qquad\qquad\quad CO—CH_2—CH_3 \end{array}$$

d) **1,1,2-Etanotricarboxamida** → Se utiliza el sufijo «-carboxamida» para el grupo –CO–NH_2 cuando el ácido de referencia se nombra usando el sufijo –carboxílico. También se puede nombrar como → **2-carbamoilbutanodiamida.**

$$\begin{array}{c} H_2NCO—CH_2—CH—CONH_2 \\ \qquad\qquad | \\ \qquad\qquad CONH_2 \end{array}$$

Propiedades

Las amidas poseen las siguientes propiedades:

— Son solubles en agua, dado su carácter polar, siendo su solubilidad en agua mayor que en disolventes orgánicos.

— Son sólidos a temperatura ambiente, excepto la metanamida, que es un compuesto líquido.

— Presentan puntos de fusión y ebullición elevados, superiores a los de los ácidos carboxílicos de masa molecular análoga, puesto que pueden formar puentes de hidrógeno intermoleculares (Figura 61). Sin embargo, cuando se trata de amidas disustituidas, éstas no pueden formar puentes de hidrógeno, con lo que sus puntos de fusión y ebullición son menores.

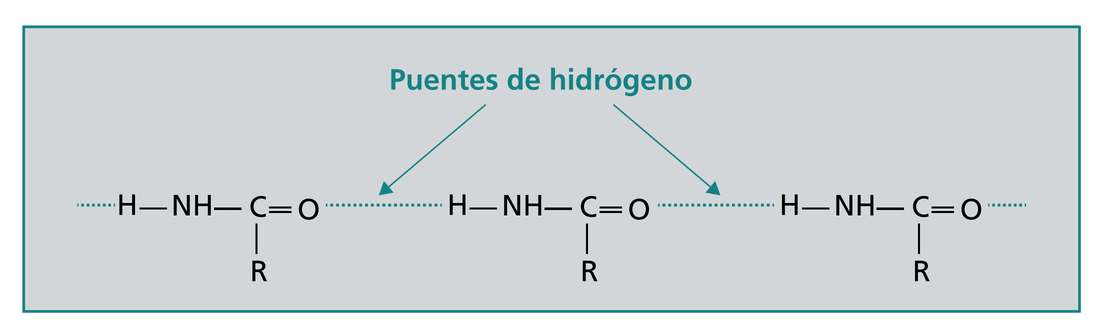


Figura 61. Enlaces por puentes de hidrógeno entre las moléculas de las amidas.

Reactividad

Las reacciones propias más importantes de las amidas son las siguientes:

— Reacciones de hidrólisis.

— Reacciones con ácido nitroso.

— Reacciones de reducción.

— Degradación de *Hoffman.*

Reacciones de hidrólisis

La hidrolisis de las amidas origina como producto de reacción un ácido carboxílico, y se puede producir tanto en medio ácido como en medio básico, siempre a elevada temperatura. Como ejemplo, en la Figura 62 se muestra la reacción de hidrólisis de la propanamida en medio ácido, en la que se libera también la correspondiente sal de amonio.

$$CH_3-CH_2-C(=O)NH_2 \xrightarrow{H^+} CH_3-CH_2-C(=O)OH + NH_4^+$$

Propanamida — Ácido propanoico — Ión amonio

Figura 62. Reacción de hidrólisis de la propanamida en medio ácido y elevada temperatura, para formar ácido propanoico y liberación del ión amonio.

Reacciones con ácido nitroso

Los tres tipos de amidas se comportan de forma casi análoga a las aminas en la reacción con ácido nitroso. Así, la acción del ácido nitroso sobre las amidas sencillas origina, en este caso, un ácido carboxílico liberándose también nitrógeno y agua (Figura 63), mientras que las amidas monosustituidas dan lugar a la formación de nitrosoderivados. El ácido nitroso, al ser inestable, se prepara en el mismo momento de llevar a cabo la reacción empleando nitrito sódico, $NaNO_2$, en medio ácido fuerte.

$$CH_3-C(=O)NH_2 \xrightarrow[HCl]{NaNO_2} CH_3-C(=O)OH + N_2 + H_2O$$

Etanamida **Ácido etanoico**

Figura 63. Reacción de la etanamida con ácido nitroso, para formar ácido etanoico.

Reacciones de reducción

La reducción de las amidas se produce con hidruros metálicos, como el hidruro de litio y aluminio, $LiAlH_4$, o por hidrogenación catalítica. Se forman aminas primarias, secundarias o terciarias, dependiendo de si la amida de partida es no sustituida, mono o disustituida, respectivamente. En la Figura 64 se muestra como ejemplo, la reacción de reducción de una amina monosustituida.

$$CH_3-CH_2-CH_2-C(=O)-NH-CH_3 \xrightarrow{AlLiH_4} CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-NH-CH_3$$

***N*-metibutanamida** **Butilmetilamina**

Figura 64. Reacción de reducción de la *N*-metilbutanamida (amida monosustituida), dónde se forma butilmetilamina, amina secundaria.

Degradación de Hoffman

$$C_6H_{11}-C(=O)NH_2 \xrightarrow[Cl_2]{NaOH} C_6H_{11}-NH_2 + O=C=O$$

Ciclohexanocarboxamida **Ciclohexilamina** **Dióxido de carbono**

Figura 65. Transposición de *Hoffman* de la ciclohexanocarboxamida, en la que se forma ciclohexilamina, y se desprende dióxido de carbono.

La acción de los halógenos sobre las amidas primarias en medio básico conduce a la formación de aminas con un átomo de carbono menos que la amida de partida, y sucede con desprendimiento de CO_2. Esta reacción se conoce con el nombre de Transposición de *Hoffman*. Así, en la Figura 65 (página 929), se observa la degradación o transposición de *Hoffman* de la ciclohexanocarboxamida.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Escribir las reacciones del compuesto $CH_3–CO–NH_2$ (acetamida) frente a los reactivos siguientes: *a)* H_2 (hidrógeno); *b)* $CH_3–CH_2OH$ (etanol); *c)* H_2O (agua); *d)* HNO_2 (ácido nitroso); *e)* H_2SO_4 (ácido sulfúrico).

Solución

a) **Reacción de reducción** (hidrogenación catalítica). Con hidrógeno la acetamida se reduce a etilamina

$$CH_3–CO–NH_2 + 2\ H_2 \rightarrow CH_3–CH_2–NH_2 + H_2O$$

b) Con etanol origina acetato de etilo.

$$CH_3–CO–NH_2 + CH_3–CH_2OH \rightarrow CH_3–COO–CH_2–CH_3 + NH_3$$

c) **Reacción de hidrólisis**. La acetamida adiciona agua dando lugar a acetato de amonio

$$CH_3–CO–NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3–COO^-–NH_4^+$$

d) **Reacción con ácido nitroso**. Al ser una amida sencilla al reaccionar con el ácido nitroso desprende nitrógeno y forma ácido acético:

$$CH_3–CO–NH_2 + HNO_2 \rightarrow CH_3–COOH + N_2 + H_2O$$

e) **Reacción de deshidratación**. Con ácido sulfúrico, que actúa como deshidratante, la acetamida se convierte en acetonitrilo:

$$CH_3–CO–NH_2 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3–CN + H_2O$$

Ejercicio 2

Completar las siguientes reacciones (sin ajustar):

a)

$$C_6H_5–CO—NH_2 \xrightarrow[H_2O]{Br_2,\ H^-}$$

b) $CH_3–(CH_2)_{10}–CONH–CH_3 + LiAlH_4/H_2O \rightarrow$

Solución

a) **Trasposición de Hoffman** de amidas para formar aminas:

$$C_6H_5\text{–CO–NH}_2 \xrightarrow[H_2O]{Br_2,\ H^-} C_6H_5\text{–NH}_2$$

b) **Reducción de amidas** con hidruro de litio y aluminio: N-metildodecanamida pasa a N-metildodecilamina.

$$CH_3\text{–}(CH_2)_{10}\text{–CONH–}CH_3 + LiAlH_4/H_2O \rightarrow CH_3\text{–}(CH_2)_{10}\text{–}CH_2\text{–NH–}CH_3$$

Ejercicio 3

Escribir las ecuaciones correspondientes a las reacciones de hidrólisis ácida y alcalina de la *N*-metiletanamida. Nombrar todos los compuestos que intervienen en la reacción.

Solución

La hidrólisis de una amida supone la ruptura del enlace C–N. Los productos de la reacción dependen de las condiciones de la hidrólisis:

— **Hidrólisis ácida**:

$$CH_3\text{–C(=O)/–NH–}CH_3 \xrightarrow[H_2O]{HCl} CH_3\text{–COOH} + CH_3\text{–}NH_3^+Cl^-$$

ác. acético; cloruro de metilamonio

— **Hidrólisis básica**:

$$CH_3\text{–C(=O)/–NH–}CH_3 \xrightarrow[H_2O]{NaOH} CH_3\text{–}COO^-Na^+ + CH_3\text{–}NH_2$$

Acetato de sodio; Metilamina

Ejercicio 4

Un compuesto nitrogenado, **A**, sufre hidrólisis ácida, originando una sustancia **B** que tiene carácter ácido. El compuesto **A** se reduce con $LiAlH_4$ dando lugar a una amina primaria, **C**, de fórmula molecular C_3H_9N, que reacciona con **B** para dar *N*-propilpropanamida. Escribir las reacciones que han tenido lugar y determinar las fómulas semidesarrolladas de **A, B y C.**

Solución

El compuesto nitrogenado, **A**, tiene que ser una amida no sustituida de tres átomos de carbono, debido a que por hidrólisis ácida da lugar a un ácido y por reducción una amina primaria de tres átomos de carbono **(C)**.

Por lo tanto tenemos que:

$$CH_3\text{–}CH_2\text{–CO–}NH_2 \xrightarrow{H_2O} CH_3\text{–}CH_2\text{–COOH} + NH_3$$

(A: Propanamida) **(B: Ác. Propanoico)**

$$CH_3\text{–}CH_2\text{–}CO\text{–}NH_2 \xrightarrow{LiAlH_4} CH_3\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}NH_2$$

(A: Propanamida) **(C: Propilamina)**

$$CH_3\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}NH_2 + CH_3\text{–}CH_2\text{–}COOH \rightarrow CH_3\text{–}CH_2\text{–}CO\text{–}NH\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}CH_3$$

(C: Propilamina) **(B: Ác. Propanoico)** *N*-Propilpropanamida

Fórmulas de los compuestos:

$CH_3\text{–}CH_2\text{–}CO\text{–}NH_2 \rightarrow$ **A: Propanamida**

$CH_3\text{–}CH_2\text{–}COOH \rightarrow$ **B: Ác. Propanoico**

$CH_3\text{–}CH_2\text{–}CH_2\text{–}NH_2 \rightarrow$ **C: Propilamina**

2.3. Nitrilos

Los nitrilos son los compuestos orgánicos que se pueden considerar derivados del cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico, $H\text{–}C\equiv N$, en los que se ha sustituido el átomo de hidrógeno por un radical alquilo o arilo. Por esta razón, también se les denomina **cianuros de alquilo**.

El ácido cianhídrico o metanonitrilo es un líquido incoloro muy venenoso. Se encuentra presente en la naturaleza en multitud de plantas (alfalfa, rábano, legumbres, col, coliflor, brócoli, …) y frutos (almendras, cerezas, …) en pequeñas cantidades, así como en bacterias, hongos, algas, e insectos, los cuales producen cianuro en pequeñas cantidades para ahuyentar a sus posibles depredadores.

Los nitrilos son muy utilizados en la industria química en la producción de materiales plásticos, papel o textiles. Es habitual la producción de guantes desechables de nitrilo, con una alta flexibilidad, o la obtención de copolímeros para la fabricación de fibras textiles (del cianuro de vinilo se obtiene el orlón, fibra poliacrílica). También se emplean como pesticidas, desengrasantes y limpiadores industriales o incluso en la síntesis de fragancias.

Características

La estructura molecular de los nitrilos es lineal, similar a la de la molécula de acetileno, $HC\equiv CH$, puesto que el triple enlace $C\equiv N$ es análogo al triple enlace entre los átomos de carbono.

El átomo de carbono y el átomo de nitrógeno sufren hibridación *sp*, es decir poseen dos orbitales híbridos en disposición lineal. En el caso del carbono, estos orbitales híbridos contienen un electrón desapareado y le quedan dos orbitales 2*p* sin hibridar con un electrón desapareado cada uno. El nitrógeno tiene un orbital híbrido con un par de electrones no enlazante y otro con un electrón desapareado, además de dos orbitales 2*p* puros que no han intervenido en la hibridación (Figura 66).

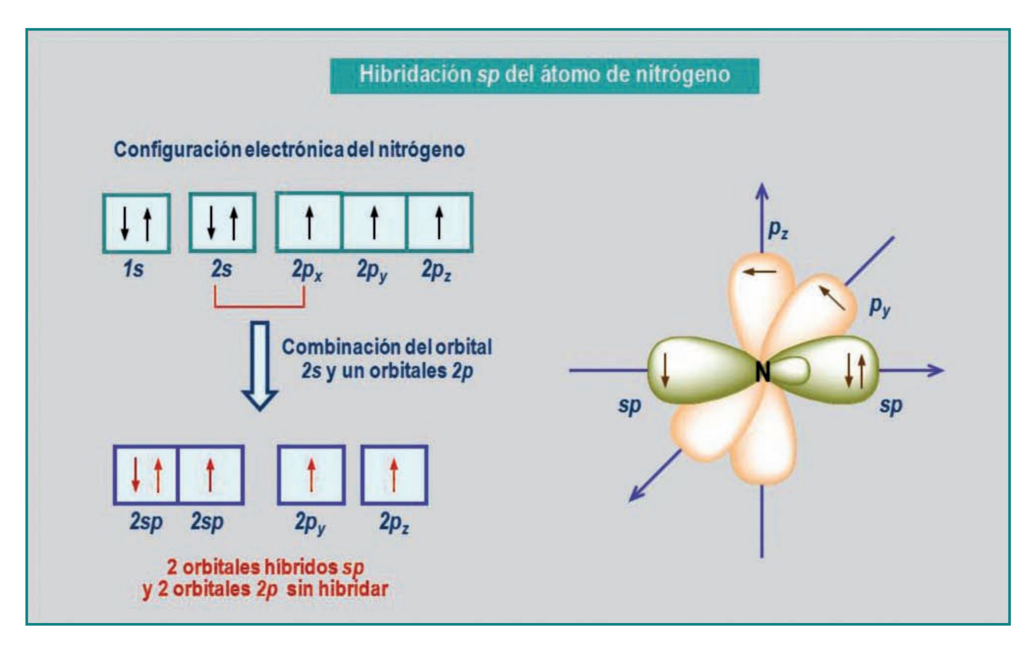


Figura 66. Hibridación *sp* del átomo de nitrógeno.

En el grupo ciano, –C≡N el carbono y el nitrógeno están unidos mediante un enlace covalente tipo σ entre un orbital híbrido que aporta cada átomo con un electrón, y dos enlaces π, originados por el solapamiento lateral de los orbitales $2p_y$ y $2p_z$ sin hibridar de ambos átomos (Figura 67).

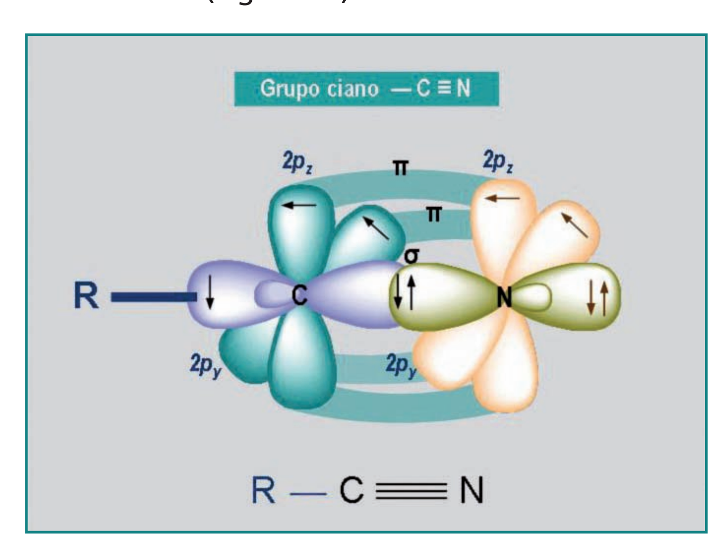


Figura 67. Disposición orbital del grupo ciano.

El triple enlace C≡N presenta una polaridad mayor que la del enlace C≡C de los alquinos, por lo que se puede considerar la existencia de las formas resonantes que se muestran en la Figura 68.

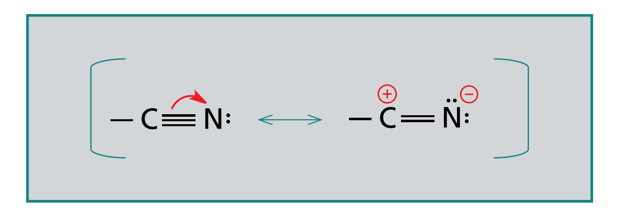


Figura 68. Estructuras resonantes el grupo ciano.

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Explicar, utilizando los orbitales híbridos, los enlaces que existen en el ion cianuro, –C≡N:⁻

Solución

Ion cianuro → :C≡N:⁻

La estructura de los enlaces entre el carbono y el nitrógeno requiere la existencia de orbitales híbridos *sp* (triple enlace). Uno de estos orbitales *sp* de cada átomo se solapa frontalmente (enlace σ), el otro contiene un par de electrones sin compartir. Los orbitales atómicos *2p* no híbridos se solapan lateralmente y forman dos enlaces π.

Nomenclatura

Los nitrilos se nombran añadiendo el sufijo ***–nitrilo*** al nombre de la cadena carbonada de la que proceden. Puesto que se les conoce como cianuros de alquilo, también pueden adquirir esta nomenclatura. Algunos ejemplos de nitrilos sencillos se muestran en la Tabla 9.

Tabla 9. Fórmula, nombre sistemático y tradicional de algunos nitrilos o cianuros de alquilo sencillos

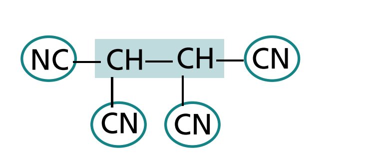
Fórmula	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
H—C≡N ⇨ H—CN	Metanonitrilo	Ácido cianhídrico
CH_3—C≡N ⇨ CH_3—CN	Etanonitrilo Cianuro de metilo	Acetonitrilo
CH_3—CH(CH_3)—C≡N ⇨ CH_3—CH(CH_3)—CN	2-metilpropanonitrilo Cianuro de isopropilo	Isobutanonitrilo
C_6H_5—C≡N ⇨ C_6H_5—CN	Bencenocarbonitrilo Cianuro de fenilo	Benzonitrilo

— Cuando el grupo ciano, –C≡N, no es la función principal del compuesto, éste se nombra como un radical, utilizando el prefijo ***–ciano***. Como ejemplo:

COOH (C1), 1–6 ring, C≡N (C5)

Ácido 5-ciano-1-ciclohexencarboxílico

— También se pueden nombrar utilizando el sufijo –***carbonitrilo***. En este caso no se contabiliza el carbono del grupo ciano. Este sufijo se utiliza siempre que el grupo ciano esté unido a un ciclo. Así:



1,1,2,2-etanotetracarbonitrilo

OH, C≡N (numeración del anillo: 1, 2, 3, 4, 5)

2-hidroxi-2-ciclopentenocarbonitrilo

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3—CH(CH_3)—CH_2—C≡N$

b) $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—CH_2—CH(C≡N)—CH_3$

c) $CH_3—CH(C≡N)—CH_2—CH(Br)—CH_2—COOH$

d) O, C≡N

Solución

En primer lugar tenemos que numerar la cadena principal de la que forma parte el carbono del grupo nitrilo. Después, se indica con los localizadores los radicales o las insaturaciones y se nombra la cadena principal terminada en **nitrilo**.

a) **3-Metilbutanonitrilo** → Los nitrilos se nombran añadiendo el sufijo «-nitrilo» al nombre del hidrocarburo con igual número de carbonos.

$\overset{4}{C}H_3—\overset{3}{C}H(CH_3)—\overset{2}{C}H_2—\overset{1}{C}≡N$

b) **2-4-Dimetilhexanonitrilo**

$\overset{6}{C}H_3—\overset{5}{C}H_2—\overset{4}{C}H(CH_3)—\overset{3}{C}H_2—\overset{2}{C}H(\overset{1}{C}≡N)—CH_3$

c) **Ácido 3-Bromo-5-cianohexanoico** → Cuando el grupo ciano, -CN, actúa como sustituyente se emplea el término «ciano...», precediendo el nombre de la cadena principal, ordenándose alfabéticamente con el resto de sustituyentes.

$$\overset{6}{CH_3}-\overset{5}{CH}(C\equiv N)-\overset{4}{CH_2}-\overset{3}{CH}(Br)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COOH}$$

d) **3-Oxociclohexanocarbonitrilo** → Otra nomenclatura para el grupo -CN es el sufijo «–carbonitrilo». Los nitrilos unidos a ciclos se nombran terminando el nombre del anillo en «–carbonitrilo».

O
3
4 2
5 1 C≡N
6

Ejercicio 2

Nombrar los siguientes compuestos:

a) Br, OH, CN

b) CH_3, CN

c) Cl, CN

d) $COO-CH_2-CH_3$, CN

Solución

a) **3-Bromo-5-hidroxiciclohexanocarbonitrilo**

Br (3), OH (5), CN (1); 2, 4, 6

b) **3-Metilbenzonitrilo**

CH_3 (3), CN (1); 2, 4, 5, 6

c) **3-Clorociclohexanocarbonitrilo**

Cl (3), CN (1); 2, 4, 5, 6

d) **3-Cianociclohexanocarboxilato de etilo**

$COO-CH_2-CH_3$ (1), CN (3); 2, 4, 5, 6

Ejercicio 3

Representar la fórmula de los siguientes compuestos: *a)* 2-Butenonitrilo; *b)* Ácido 4-cianopentanoico; *c)* 1,2,3-Propanotricarbonitrilo; *d)* 4-Formil-pentanonitrilo.

Solución

En la cadena principal se sitúan los radicales y las insaturaciones junto con el grupo nitrilo y después se completa el esqueleto con los hidrógenos.

a) **2-Butenonitrilo** → $CH_3–CH{=}CH–C{\equiv}N$

b) **Ácido 4-cianopentanoico**

$$\begin{array}{l} CH_3—CH—CH_2—CH_2—COOH \\ \quad\quad\;\; | \\ \quad\quad\; C{\equiv}N \end{array}$$

c) **1,2,3-Propanotricarbonitrilo** → $NC–CH_2–CH(CN)–CH_2–CN$

d) **4-Formil-pentanonitrilo** → $NC–CH_2–CH_2–CH(CHO)–CH_3$

Propiedades

Las propiedades más importantes de los nitrilos son las siguientes:

— Los compuestos de bajo peso molecular son líquidos, los que contienen un número mayor de 14 átomos de carbono son sólidos.

— Sus puntos de fusión y ebullición son elevados, mayores que los hidrocarburos de peso molecular análogo, puesto que el triple enlace $C{\equiv}N$ está muy polarizado.

— Son solubles en disolventes polares, aunque los compuestos de bajo peso molecular también lo son en agua, disminuyendo su solubilidad a medida que aumenta la cadena carbonada.

— Son compuestos de olor agradable y bastante tóxicos, aunque menos que el cianuro de hidrógeno.

Reactividad

Las reacciones características más importantes del grupo ciano se indican a continuación:

— Reacciones de hidrólisis.

— Reacciones de reducción.

— Reacciones con compuestos de *Grignard.*

Reacciones de hidrólisis

Los nitrilos se pueden hidrolizar en medio ácido o básico fuerte, para formar ácidos carboxílicos. El producto intermedio de reacción es una amida, únicamente aislable en el caso de los nitrilos aromáticos, y bajo determinadas condiciones. Como ejemplo, en la Figura 69 se muestra la reacción de hidrólisis del etanonitrilo en medio ácido.

$$CH_3-C\equiv N \xrightarrow{H^+} CH_3-C(=O)NH_2 \xrightarrow{H^+} CH_3-C(=O)OH + NH_3$$

Etanonitrilo — Etanamida — Ácido etanoico — Amonaco

Figura 69. Reacción de hidrólisis del etanotrilo, en la que se forma etanamida que posteriormente se hidroliza al correspondiente ácido y se libera amoniaco.

Reacciones de reducción

— **Reducción a aldehídos.** En presencia de cloruro de estaño (II), $SnCl_2$ y en medio ácido, los nitrilos pueden reducirse a aldehídos (Figura 70).

$$CH_3-CH_2-C\equiv N \xrightarrow[H_2O]{SnCl_2,\ HCl} CH_3-CH_2-C(=O)H$$

Propanonitrilo — Propanal

Figura 70. Reacción de reducción del propanonitrilo a propanal.

— **Reducción a aminas.** Los nitrilos se reducen a aminas primarias por la acción de hidruros metálicos, tales como el hidruro de litio y aluminio, $LiAlH_4$, o por hidrogenación catalítica en amoniaco (Figura 71).

$$C_6H_5-C\equiv N \xrightarrow{AlLiH_4} C_6H_5-CH_2-NH_2$$

Benzonitrilo — Benzometanamina

Figura 71. Reacción de reducción del benzonitrilo a benzometanamina.

Reacciones con compuestos de Grignard

Los compuestos organometálicos (compuestos de *Grignard*), se adicionan a los nitrilos para formar sales de *cetiminas*, que se hidrolizan fácilmente y se convierten en cetonas (Figura 72).

$$CH_3-C\equiv N + CH_3-MgBr \longrightarrow CH_3-C(=N^-\,Mg^{2+}\,Br^-)-CH_3 \longrightarrow CH_3-C(=O)-CH_3$$

Etanonitrilo — Bromuro de metilmagnesio — Dimetilcetona

Figura 72. Reacción de etanonitrilo con un compuesto organometálico, bromuro de metilmagnesio, para formar como producto final dimetilcetona.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Un compuesto **A**, tratado con PCl_3, da lugar a un compuesto **B**, y si éste es tratado con KCN se obtiene el compuesto: $CH_3–CH_2–CH_2–CN$ (butanonitrilo). Identificar estos dos compuestos, formulando todas las reacciones.

Solución

Los nitrilos, como el butanonitrilo, se obtienen por reacción de KCN con un halogenuro de alquilo, por lo que el compuesto **B** tienen que ser el **1-cloropropano**. Este compuesto proviene de la reacción de un alcohol primario con tricloruro de fósforo, por lo que el alcohol primario, **A**, en este caso tiene que ser el **1-propanol**. Las reacciones son las siguientes:

$$3\ CH_3–CH_2–CH_2OH\ \textbf{(A)} + PCl_3 \rightarrow 3\ CH_3–CH_2–CH_2Cl\ \textbf{(B)} + H_3PO_3$$

$$CH_3–CH_2–CH_2Cl\ \textbf{(B)} + KCN \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–CN\ \text{(Butanonitrilo)} + KCl$$

Ejercicio 2

Poner un ejemplo de cómo se puede convertir un nitrilo a la correspondiente amida.

Solución

Por hidrólisis parcial de los nitrilos se obtienen las correspondientes amidas:

$$CH_3–C{\equiv}N + H_2O \rightarrow CH_3–CO–NH_2$$

Ejercicio 3

¿Por qué los nitrilos forman fácilmente compuestos de adición? Poner un ejemplo.

Solución

Los nitrilos pueden dar fácilmente reacciones de adición por rotura del triple enlace -C≡N, que pasa a ser un enlace sencillo. Por ejemplo, por reducción catalítica con hidrógeno, en condiciones especiales, originan aminas primarias:

$$CH_3–C{\equiv}N + 2\ H_2 \rightarrow CH_3–CH_2–NH_2$$

Ejercicio 4

Completar las siguientes reacciones:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–C{\equiv}N + 2\ H_2O \rightarrow$

b) $(CH_3)_2CH–CH_2–C{\equiv}N + LiAlH_4/\ H_2O \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2–C{\equiv}N + 2\ H_2O \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2–COO–NH_4$

b) Reducción de un nitrilo para dar una amina:

$(CH_3)_2CH–CH_2–C{\equiv}N + LiAlH_4/\ H_2O \rightarrow (CH_3)_2CH–CH_2–CH_2NH_2$ 3-Metilbutilamina

Ejercicio 5

¿Qué productos se obtienen de la hidrólisis de los nitrilos? Poner un ejemplo nombrando y representando todos los compuestos.

Solución

a) En medio ácido, por calefacción:

$$CH_3{-}C{\equiv}N \quad + \quad 2\,H_2O \xrightarrow{HCl} CH_3{-}COOH \quad + \quad NH_4Cl$$

Etanonitrilo — Ác. Acético — Cloruro de amonio

b) En medio básico, por calefacción:

$$CH_3{-}C{\equiv}N \quad + \quad H_2O \xrightarrow{NaOH} CH_3{-}COONa \quad + \quad NH_3$$

Etanonitrilo — Acetato sódico — Amoniaco

En este tema tienes que recordar

- **Ácidos carboxílicos o ácidos grasos.** Compuestos orgánicos que poseen un grupo carboxilo (-COOH).
- **Acilación.** Es la reacción de aminas primarias o secundarias con derivados de ácidos para dar amidas.
- **Alcoholes.** Grupo de compuestos orgánicos que contienen al menos un grupo hidroxilo (-OH).
- **Alcóxido.** Radical derivado de un alcohol por pérdida del hidrógeno del grupo hidroxido (RO-).
- **Aldehídos.** Grupo de compuestos orgánicos que contienen un grupo carbonilo (-C=O) en el extremo de la cadena carbonada, es decir, el grupo carbonilo está unido a un único radical orgánico (R-CHO).
- **Amida.** Compuesto orgánico formado por una amina (primaria, secundaria o terciaria) unida a un grupo acilo ($RCONH_2$, RCONHR' o $RCONR'_2$).
- **Aminas.** Grupo de compuestos orgánicos en los que un átomo de nitrógeno (Grupo amino) puede aparecer unido a uno o tres radicales carbonados (aminas primarias, secundarias o terciarias).
- **Cetonas.** Grupo de compuestos orgánicos que contienen uno o más grupos carbonilos (-C=O) unido a varios radicales orgánicos (R-CO-R'), es decir, contienen el grupo carbonilo dentro de la cadena carbonada.
- **Ésteres.** Compuestos orgánicos derivados de los ácidos carboxílicos en el que aparece sustituido el hidrógeno del grupo carboxílico por un radical alquilo, (R–COO–R´).
- **Esterificación o hidrólisis ácida.** Reacción entre un alcohol y un ácido carboxílico o cloruro de ácido para dar un éster.
- **Éteres.** Compuestos orgánicos en el que un radical alcóxido aparece unido a una cadena carbonada (R-O-R'). También se define como grupo funcional caracterizado por un átomo de oxígeno doblemente sustituido por dos restos hidrocarbonados.
- **Fenoles.** Alcoholes aromáticos, en los que el grupo hidroxilo está unido a un compuesto aromático.
- **Grupo acilo.** Grupo derivado de un ácido carboxílico por eliminación del grupo hidroxilo (R-CO-)
- **Grupo amino.** Son productos de la sustitución alquílica del amoníaco y consisten en un átomo de nitrógeno unido a dos átomos de hidrógeno ($-NH_2$).
- **Grupo carbonilo.** Grupo funcional formado por un átomo de oxígeno unido con un doble enlace a un átomo de carbono (-C=O). Es característico de aldehídos y cetonas.
- **Grupo carboxilo.** Es el grupo característicos de los ácidos grasos, está formado por un grupo carbonilo (-C=O) y un grupo hidroxilo (-OH) en el mismo átomo de carbono.
- **Grupo hidroxilo.** Grupo funcional característico de alcoholes y fenoles y que está formado por un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno (-OH).

- **Hidrólisis ácida o esterificación.** Reacción entre un alcohol y un ácido carboxílico o cloruro de ácido para dar un éster.
- **Jabón.** Sales alcalinas de ácidos grasos.
- **Nitrilo.** Compuesto orgánico caracterizado por tener un carbono unido con un triple enlace a un átomo de nitrógeno ($-C\equiv N$).
- **Saponificación o hidrólisis básica.** Reacción de los esteres de ácidos grasos en medio básico para dar las correspondientes sales (jabón) y alcoholes.

Desarrollo de competencias

1 Escribir y completar las siguientes reacciones químicas:

a) 2,2,-Dimetil-1-propanol + HBr $\rightarrow$

b) Fenol + NaOH $\rightarrow$

c) Butanal + $KMnO_4$ $\rightarrow$

d) Acetato de metilo + KOH $\rightarrow$

Solución

a) $CH_3–C(CH_3)_2–OH$ + HBr $\rightarrow$ $CH_3–C(CH_3)Br–CH_3$ (2-Bromo-2-metilpropano) + H_2O

b) C_6H_5OH + NaOH $\rightarrow$ C_6H_5ONa (Fenóxido de sodio o fenolato de sodio) + H_2O

c) 5 $CH_3–CH_2–CH_2–CHO$ + 2 $KMnO_4$ + 3 H_2SO_4 $\rightarrow$ 5 $CH_3–CH_2–CH_2–COOH$ (Ácido butanoico) + 2 $MnSO_4$ + 3 H_2O

d) $CH_3–COO–CH_3$ + KOH $\rightarrow$ $CH_3–COOK$ (Etanoato de potasio) + $CH_3–OH$ (Metanol)

2 Indicar un método razonado de preparación de:

a) Iodometano

b) 1,2-Dicloroetano a partir de etanol

c) *N*-Metil-etanamida

d) Éter dietilico

e) Ácido Etanoico (Ác. Acético)

Solución

a) Iodometano $\rightarrow$ $CH_3–OH$ (Metanol) + HI $\rightarrow$ CH_3I + H_2O

b) 1,2-Dicloroetano a partir de etanol $\rightarrow$ $CH_3–CH_2OH$ + H_2SO_4 conc. (1.er paso) + Cl_2 (2.º paso) $\xrightarrow[2)\ Cl_2]{1)\ H_2SO_4}$ $CH_2Cl–CH_2Cl$

c) *N*-Metil-etanamida $\rightarrow$ $CH_3–COOH$ + H_2N-CH_3 $\rightarrow$ $CH_3–CONH–CH_3$ + H_2O

d) Éter dietílico $\rightarrow$ $CH_3–CH_2OH$ + Na (1.er paso) $\rightarrow$ $CH_3–CH_2ONa$ + $CH_3–CH_2Cl$ (2.º paso) $CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3$

e) Ácido Etanoico (Ác. Acético) $\rightarrow$ $CH_3–C\equiv N$ (Etanonitrilo) + 2 H_2O $\rightarrow$ $CH_3–COOH$ + NH_3

3 Escribir las reacciones necesarias, indicando reactivos y condiciones, para pasar de:

a) Etileno a etanol.

b) Etanodiol a ácido etanodioico.

c) 2-Cloroetanol a 1,2-dicloroetano.

d) Propanal a ácido 2-hidroxibutanoico.

Solución

a) Etileno a etanol.

$$CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3{-}CH_2{-}OSO_3H \xrightarrow{H_2O} CH_3{-}CH_2OH$$

b) Etanodiol a ácido etanodioico.

$$CH_2OH{-}CH_2OH \xrightarrow{\text{oxida.}} HOOC{-}CHOOH$$

c) 2-Cloroetanol a 1,2-dicloroetano.

$$CH_2Cl{-}CH_2OH \xrightarrow{HCl} CH_2Cl{-}CH_2Cl$$

d) Propanal a ácido 2-hidroxibutanoico.

$$CH_3{-}CH_2{-}COH + HCN \longrightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH(OH){-}CN \xrightarrow{H_2O} CH_3{-}CH_2{-}CH(OH){-}COOH$$

4 Completar las reacciones siguientes:

a) Trietilamina + HCl

b) Bromuro de etilo + NH_3 en exceso

c) Benceno + HNO_3

d) Cloruro de acetilo + NH_3

Solución

a) Trietilamina + ácido clorhídrico

$$(CH_3{-}CH_2)_3{-}N + HCl \rightarrow [(CH_3{-}CH_2)_3{-}NH]^+Cl^- \text{ Cloruro de trietilamonio}$$

b) Bromuro de etilo + amoníaco en exceso

$$CH_3{-}CH_2Br + NH_3 \text{ (exceso)} \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}NH_2 \text{ (Etilamina)} + NH_4Br$$

c) Benceno + HNO_3

$$C_6H_6 + HNO_3 \rightarrow C_6H_5{-}NO_2 \text{ (Nitrobenceno)} + H_2O$$

d) Cloruro de acetilo + NH_3

$$CH_3\text{-}COCl + 2\ NH_3 \rightarrow CH_3{-}CO{-}NH_2 \text{ (Acetamida)} + NH_4Cl$$

5 Si tratamos el compuesto $CH_3{-}CH_2{-}CH_2Br$ (1-bromopropano) y su isómero bromado con óxido de plata húmedo se obtienen los compuestos **A** y **B**, que sometidos a oxidación moderada dan los compuestos **C** y **D**, respectivamente. Hallar y representar las fórmulas de los compuestos A, B, C y D.

Solución

1-Bromopropano $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2Br$

2-Bromopropano $\rightarrow CH_3{-}CHBr{-}CH_3$

Al reaccionar con óxido de plata húmedo ambos forman un alcohol, pero uno es primario y el otro secundario:

$$CH_3{-}CH_2{-}CH_2Br + AgOH \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH \text{ (1-propanol)} + AgBr$$

$$CH_3{-}CHBr{-}CH_3 + AgOH \rightarrow CH_3{-}CHOH{-}CH_3 \text{ (2-propanol)} + AgBr$$

Al oxidar moderadamente estos dos alcoholes el primero da lugar a un aldehído y el segundo da una cetona:

$$2\ CH_3–CH_2–CH_2OH + O_2 \rightarrow 2\ CH_3–CH_2–COH\ (propanal) + 2\ H_2O$$

$$2\ CH_3–CHOH–CH_3 + O_2 \rightarrow 2\ CH_3–CO–CH_3\ (propanona) + 2\ H_2O$$

A $\rightarrow$ $CH_3–CH_2–CH_2OH$ (1-propanol)

B $\rightarrow$ $CH_3–CHOH–CH_3$ (2-propanol)

C $\rightarrow$ $CH_3–CH_2–COH$ (propanal)

D $\rightarrow$ $CH_3–CO–CH_3$ (propanona)

6 Completar las siguientes reacciones:

a) $CH_3–COO–CH_2–CH_3 + NaOH \rightarrow$

b) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \rightarrow$

c) $CH_3–C{\equiv}N + H_2O \rightarrow$

d) $CH_3–CH_2–NH_2 + HNO_2 \rightarrow$

Solución

a) $CH_3–COO–CH_2–CH_3 + NaOH \rightarrow CH_3–COONa + CH_3–CH_2OH$

b) $CH_3–COOH + CH_3–CH_2OH \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3–COO–CH_2–CH_3 + H_2O$

c) $CH_3–C{\equiv}N + H_2O \rightarrow CH_3–CO–NH_2$

d) $CH_3–CH_2–NH_2 + HNO_2 \rightarrow CH_3–CH_2OH + H_2O + N_2$

7 ¿Qué compuesto obtendríamos de la hidrólisis de:

a) Un éster.

b) Una amida.

c) Un nitrilo.

d) Un halogenuro de acilo.

Solución

a) $CH_3–CH_2–COO–CH_3 + H_2O \leftrightarrows CH_3–CH_2–COOH + CH_3–OH$

éster + agua $\leftrightarrows$ ácido + alcohol

b) $CH_3–CH_2–CO–NH–CH_3 + H_2O \leftrightarrows CH_3–CH_2–COOH + CH_3–NH_2$

amida + agua $\leftrightarrows$ ácido + amina

c) $CH_3–CH_2–C{\equiv}N + H_2O \rightarrow CH_3–CH_2–CONH_2 + H_2O \leftrightarrows CH_3–CH_2–COOH + NH_3$

d) $CH_3–CH_2–COCl + H_2O \leftrightarrows CH_3–CH_2–COOH + HCl$

8 Escribir las fórmulas semidesarrolladas, identificar los grupos funcionales e indicar el tipo de isomería que presentan entre sí, las siguientes parejas de compuestos: *a)* propanal y propanona, *b)* 2,3–dimetilbutano y 3–metilpentano.

Solución

a) Son **isómeros estructurales de función**: $CH_3–CH_2–COH$ → Propanal(Aldehído).
$CH_3–CO–CH_3$ → Propanona (Cetona).

b) Son **isómeros estructurales de cadena**:

```
CH3— CH— CH— CH3              CH3— CH2— CH— CH2— CH3
     |    |                             |
     CH3  CH3                           CH3
```

2,3-dimetilbutano (alcano)   3-metilpentano (alcano)

9 Formule y nombre un isómero de función del butan-1-ol y otro de la pentan-2-ona.

Solución

a) Un **isómero de función** del butan-1-ol: $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2OH$ (alcohol) → CH_3-$CH_2–O–CH_2–CH_3$ dietil éter (éter).

b) Un **isómero de función** de la pentan-2-ona: $CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3$ (cetona) → $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CHO$ pentanal (aldehído).

10 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CHO$

b) $CH_3–C{\equiv}C–CH_2–CH{=}CH–CH_2–CHO$

c) $CH_3–CO–CH{=}CH_2$

d) $CH_2{=}CH–CO–CH_2–C{\equiv}C–CH_3$

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CHO$ → **Butanal**

b) $CH_3–C{\equiv}C–CH_2–CH{=}CH–CH_2–CHO$ → **3-octen-6-inal**

c) $CH_3–CO–CH{=}CH_2$ → **3-buten-2-ona**

d) $CH_2{=}CH–CO–CH_2–C{\equiv}C–CH_3$ → **1-Hepten-5-in-3-ona**

11 Formular los siguientes compuestos:

a) Ácido propanoico.

b) Acetato de 1,2,3-trimetilbutilo.

c) Ácido 2-carboxi-4-metilhexanodioico ó ácido 3-metil-1-1-4-butanotricarboxílico.

d) 3-Pentenoato de propilo.

Solución

a) **Ácido propanoico** → $CH_3–CH_2–COOH$

b) **Acetato de 1,2,3–trimetilbutilo** → $CH_3–COO–CH(CH_3)–CH(CH_3)–CH(CH_3)–CH_3$

c) **Ácido 2–carboxi–4-metilhexanodioico** ó ácido 3-metil-1-1-4-butanotricarboxílico → $HOOC–CH_2–CH(CH_3)–CH_2–CH(COOH)–COOH$

d) **3-Pentenoato de propilo** → $CH_3–CH{=}CH–CH_2–COO–CH_2–CH_2–CH_3$

12 Formular los siguientes compuestos:

a) 2-Butinoato de butilo.

b) Butanoato de isopropilo.

c) Ácido 3-heptinodioico.

d) Ácido metanoico ó ácido fórmico.

e) Ácido 2-Butinoico.

Solución

a) **2-Butinoato de butilo** → $CH_3–C{\equiv}C–COO–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$

b) **Butanoato de isopropilo** → $CH_3–CH_2–CH_2–COO–CH(CH_3)–CH_3$

c) **Ácido 3-heptinodioico** → $HOOC–CH_2–C{\equiv}C–CH_2–CH_2–COOH$

d) **Ácido metanoico ó ácido fórmico** → HCOOH

e) **Ácido 2-Butinoico** → $CH_3–C{\equiv}C–COOH$

13 Formular los siguientes compuestos:

a) 2-Etil-1-metil-3-butinilamina.

b) 1,3-Propanidiamina.

c) 2-Butenonitrilo.

d) *N*-Metil-2-butenamida.

e) *N,N*-Dietilpropananida.

Solución

a) **2-Etil-1-metil-3-butinilamina** → $CH{\equiv}C–CH(CH_2–CH_3)–CH(CH_3)–NH_2$

b) **1,3-Propanodiamina** → $NH_2–CH_2–CH_2–CH_2–NH_2$

c) **2-Butenonitrilo** → $CH_3–CH{=}CH–C{\equiv}N$

d) ***N*-Metil-2-butenamida** → $CH_3–CH{=}CH–CONH–CH_3$

e) ***N,N*-Dietilpropanamida** → $CH_3–CH_2–CON(CH_2–CH_3)–CH_2–CH_3$

14 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–CO–F$

b) $(CH_3–CH_2–CO)_2O$

c) $CH{\equiv}C–CH_2–N(CH_3)–CH_2–CH_3$

d) $CH_3–CO–Cl$

Solución

a) CH_3–CH_2–CH_2–CO–F → **Fluoruro de butanoilo**

b) $(CH_3$–CH_2–$CO)_2O$ → **Anhídrido propiónico**

c) CH≡C–CH_2–N(CH_3)–CH_2–CH_3 → ***N*-Etil-*N*-metil-2-propinilamina**

d) CH_3–CO–Cl → **Cloruro de acetilo**

15 Formular los siguientes compuestos:

a) 2–Clorobut-3-enal.

b) 1,3-Dinitropropano.

c) Propanoato de etilo.

d) Dietil éter.

Solución

a) **2-Clorobut-3-enal** → CH_2=CH–CHCl–CHO

b) **1,3-Dinitropropano** → O_2N–CH_2–CH_2–CH_2–NO_2

c) **Propanoato de etilo** → CH_3–CH_2–COO–CH_2–CH_3

d) **Dietil éter** → CH_3–CH_2–O–CH_2–CH_3

16 Nombrar los siguientes compuestos:

a) CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–O–CH_3

b) $C_6H_5NO_2$

c) CH_3–CO–CH=CH–CO– CH_2–CH_3

d) CH_3–CHOH–C≡C–CH_2COONa

Solución

a) CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–O–CH_3 → **Butil metil éter**.

b) $C_6H_5NO_2$ → **Nitrobenceno.**

c) CH_3–CO–CH=CH–CO–CH_2–CH_3 → **3-Hepten-2,5-diona.**

d) CH_3–CHOH–C≡C–CH_2COONa → **5-Hidroxi-3-hexinoato de sodio.**

17 Representar los siguientes compuestos:

a) Cloruro de propanoilo.

b) 2,4-Dimetilciclopentilamina.

c) Pentanoato de isopropilo.

d) Ácido ciclobutanocarboxilico.

Solución

a) **Cloruro de propanoilo**

CH_3–CH_2–CO–Cl

b) **2,4-Dimetilciclopentilamina**

CH_3

NH_2

CH_3

c) **Pentanoato de isopropilo**

$$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_3$$

d) **Ácido ciclobutanocarboxilico**

COOH

18 Representar los siguientes compuestos:

a) Butanonitrilo.

b) 4-*N,N*-Trimetil-3-(2-metilpropil)-hexanamida.

c) Azaciclopentano o pirrolidina.

d) 3-Metilpentano.

Solución

a) **Butanonitrilo**

$$CH_3-CH_2-CH_2-CN$$

b) **4-*N,N*-Trimetil-3-(2-metilpropil)-hexanamida**

$$CH_3-CH_2-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}-\overset{\displaystyle CH_2-\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_3}{\overset{|}{CH}}-CH_2-CO-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{N}}-CH_3$$

c) **Azaciclopentano o pirrolidina**

NH

d) **3-Metilpentano**

$$CH_3-\underset{\displaystyle CH_2-CH_3}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$$

19 Representar los siguientes compuestos:

a) Dipentilamina.

b) *N*-Etil-*N*-metilanilina.

c) 3-Amino-2-butanol.

d) Ácido 3-etoxicarbonilciclohexanocarboxílico.

Solución

a) **Dipentilamina**

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—NH$$
$$|$$
$$CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$$

b) ***N*-Etil-*N*-metilanilina**

$$C_6H_5—N—CH_2—CH_3$$
$$|$$
$$CH_3$$

c) **3-Amino-2-butanol**

$$NH_2$$
$$|$$
$$CH_3—CH—CH—CH_3$$
$$|$$
$$OH$$

d) **Ácido 3-etoxicarbonilciclohexano carboxilico**

$$COOH$$
$$|$$
$$C_6H_{10}—COO—CH_2—CH_3$$

20 Formular los siguientes compuestos:

a) 3-Etilhex-4-en-1-ol.

b) 2-Butilhexa-1,-5-diol.

c) 2,4,6-Triclorofenol.

d) Dieteniléter.

Solución

a) **3-Etilhex-4-en-1-ol**

$$HO—CH_2—CH_2—CH—CH{=}CH—CH_3$$
$$|$$
$$CH_2—CH_3$$

b) **2-Butilhexa-1,5-diol**

$$HO-CH_2-CH(CH_2-CH_2-CH_2-CH_3)-CH_2-CH_2-CH(OH)-CH_3$$

c) **2,4,6-Triclorofenol**

Cl Cl
OH
Cl

d) **Dieteniléter** → $CH_2{=}CH{-}COO{-}CH{=}CH_2$

21 Formular los siguientes compuestos:

a) 5-Propil-3-heptin-1,6-diol.

b) 3-Isopropilfenol.

c) Fenilmetiléter.

d) 2-Cloro-3-etilpentanal.

Solución

a) **5-Propil-3-heptin-1,6-diol**

$$HO-CH_2-CH_2-C{\equiv}C-CH(CH_2-CH_2-CH_3)-CH(OH)-CH_3$$

b) **3-Isopropilfenol**

CH_3
$CH-CH_3$
OH

c) **Fenilmetiléter**

$O-CH_3$

d) **2-Cloro-3-etilpentanal**

$$CH_3-CH_2-CH(CH_2-CH_3)-CH(Cl)-CHO$$

22 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $NH_2–CH_2–CH_2–CH_2–NH_2$

b) $CH_3–CH_2–CH_2–NH–CH{=}CH–CH_3$

c) $CH_2{=}CH–CONH_2$

d) $NH_2–CH_2–CH_2–CH{=}CH_2$

Solución

a) $NH_2–CH_2–CH_2–CH_2–NH_2$ → **1,3-Propanodiamina**

b) $CH_3–CH_2–CH_2–NH–CH{=}CH–CH_3$ → ***N*-Propil-1-propenilamina**

c) $CH_2{=}CH–CONH_2$ → **Propenamida**

d) $NH_2–CH_2–CH_2–CH{=}CH_2$ → **3-Buten-1-amina**

23 Formular los siguientes compuestos:

a) 4-Nitro-1-penteno.

b) *N,N*-Dietiletenamina.

c) *N*-Etilbutanamida.

c) 3-Metil-4-pentinonitrilo.

Solución

a) **4-Nitro-1-penteno** → $CH_3–CH(NO_2)–CH_2–CH{=}CH_2$

b) ***N,N*-Dietil-etenamina** → $(CH_3–CH_2)_2–N–CH{=}CH_2$

c) ***N*-Etilbutanamida** → $CH_3–CH_2–CH_2–CONH–CH_2–CH_3$

c) **3-Metil-4-pentinonitrilo** → $CH{\equiv}C–CH(CH_3)–CH_2–C{\equiv}N$

24 Indicar la hibridación que cabe esperar de cada uno de los átomos de carbono que participan en los siguientes compuestos: propanona y propino.

Solución

El átomo de carbono presenta hibridación sp^3 cuando forma cuatro enlaces sencillos; sp^2 cuando forma un enlace doble y *sp* cuando forma un enlace triple.

Por lo tanto, la molécula de Propanona tendrá 2 átomos de carbono con hibridación sp^3 (C1 y C3) y un carbono con hibridación sp^2 que es el que forma un enlace doble con el oxígeno en el grupo funcional cetona (C=O).

La molécula de Propino presentará un carbono con hibridación sp^3 (C3) y 2 átomos de carbono con hibridación *sp* (C1 y C2) para formar el triple enlace carbono-carbono (C≡C).

Hibridación sp^3: enlace sencillo

Hibridación sp^2: enlace doble

Hibridación *sp*: enlace triple

25 Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones relacionadas con los compuestos nitrogenados son verdaderas y cuáles falsas, razonando su respuesta:

a) Los compuestos nitrogenados más solubles en agua son las amidas sencillas.

b) Los puntos de fusión de las aminas terciarias son menores que los de los alcoholes de análoga masa molecular.

c) Las amidas se comportan como bases más fuertes que las aminas, debido al gran efecto inductivo del grupo CO.

d) Las reacciones características de los nitrilos son de adición.

e) Las aminas alifáticas primarias y secundarias son bases más fuertes que el amoníaco.

Solución

a) **Verdadera.** Las aminas sencillas son muy solubles en agua, debido a la polaridad del grupo amida, por ser hibrido de resonancia.

b) **Verdadera.** Las moléculas de los alcoholes se encuentran asociadas mediante enlaces de hidrógeno, y este hecho no ocurre en las aminas terciarias.

c) **Falsa** En una de las estructuras de las amidas el nitrógeno carece del par de electrones solitarios, por lo que su basicidad es menor que la de las aminas correspondientes.

d) **Verdadera.** Los nitrilos pueden adicionar agua originando amidas y sales amónicas de ácidos orgánicos; e hidrógeno, dando lugar a aminas primarias.

e) **Verdadera**. Las aminas alifáticas primarias y secundarias se comportan como bases de Lewis más fuertes que el amoniaco, debido a la posibilidad que tiene el átomo de nitrógeno de compartir su par de electrones solitarios.

Autoevaluación

1 Escribir y nombrar cuatro compuestos de fórmula general $C_nH_{2n+2}O$ e indicar su grupo funcional y a qué familia de compuestos pertenecen.

Solución

Familia de los **Alcoholes**, grupo funcional: **hidroxi, –OH.**

CH_3–OH → Metanol.

CH_3–CH_2–OH → Etanol.

CH_3–CH_2–CH_2–OH → Propan-1-ol.

CH_3–CH_2–CH_2–CHOH–CH_3 → Pentan-2-ol.

2 Por oxidación de un hidrocarburo se obtiene CH_3–CHOH–CH_3 (2-propanol), ¿qué sucederá si se prosigue la oxidación hasta el máximo? Escriba todas las reacciones que tienen lugar.

Solución

El 2-propanol por oxidación da lugar a propanona (cetona), y si se continua la oxidación en condiciones más drásticas, origina ácido acético y dióxido de carbono.

CH_3–CHOH–CH_3 (2-Propanol) → CH_3–CO–CH_3 (2-Propanona) → CH_3–COOH + CO_2

3 Si tenemos los compuestos siguientes: propino; 1-propanol; 2-propanol; propanona; propanal. Indicar cuáles pueden dar:

a) Por hidratación una cetona.

b) Por oxidación un aldehído.

c) Por hidratación un aldehído.

d) Por oxidación una cetona.

e) Por oxidación ácido propanoico.

f) Por reducción un alcohol primario.

g) Por reducción un alcohol secundario.

Solución

a) Por hidratación una cetona → Propino.

b) Por oxidación un aldehído → 1-Propanol.

c) Por hidratación un aldehído → Ninguno.

d) Por oxidación una cetona → 2-Propanol.

e) Por oxidación ácido propanoico → 1-Propanol y propanal.

f) Por reducción un alcohol primario → Propanal.

g) Por reducción un alcohol secundario → Propanona.

4 ¿Qué tipo de alcoholes se forman a partir de las cetonas y los aldehídos? Escriba las reacciones correspondientes. Poner un ejemplo.

Solución

Las cetonas dan lugar a alcoholes secundarios, mientras que los aldehídos dan lugar a alcoholes primarios. Por ejemplo:

$$CH_3{-}CH_2{-}CO{-}CH_3 \xrightarrow{LiAlH_4/H_2O} CH_3{-}CH_2{-}CHOH{-}CH_3$$

$$CH_3{-}CH_2{-}COH \xrightarrow{H_2/Pt} CH_3{-}CH_2{-}CH_2OH$$

5 Completar las siguientes reacciones:

a) $CH_3{-}CO{-}NH_2 + HNO_2 \rightarrow$

b) Ioduro de etilo + KCN $\rightarrow$

c) $CH_3{-}CO{-}NH_2 + HCl \rightarrow$

Solución

a) $CH_3{-}CO{-}NH_2 + HNO_2 \rightarrow CH_3{-}COOH + H_2O + N_2$

b) $CH_3{-}CH_2I + KCN \rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CN$ (etanonitrilo) + KI

c) $CH_3{-}CO{-}NH_2 + HCl \rightarrow CH_3{-}COOH + NH_4Cl$

6 Representar las fórmulas de los siguientes compuestos e indicar el tipo de isomería qué existe en cada una de las parejas:

a) Propeno y ciclopropano.

b) 1-Butanol y 2-butanol.

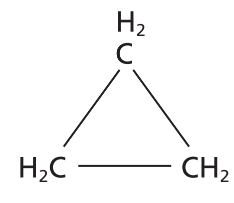
c) Pentanal y 2-pentanona.

Solución

a) **Isomería de cadena** $\rightarrow CH_3{-}CH{=}CH_2$



Propeno



Ciclopropano

b) **Isomería de posición** $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2OH$; $CH_3{-}CH_2{-}CHOH{-}CH_3$

1-Butanol 2-Butanol

c) **Isomería de función** $\rightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}COH$; $CH_3{-}CO{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$

Pentanal 2-Pentanona

7 Dados los siguientes compuestos: *a)* Ácido pentanoico; *b)* n-Butano; *c)* Isobutano; d) Metilpropano. Indicar si existe algún tipo de isomería entre alguno de ellos y, en caso afirmativo, especificar de qué tipo y representar sus moléculas.

Solución

Los compuestos b) butano y c) isobutano, son isómeros de cadena:

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$$

Butano

$$\begin{array}{c} CH_3—CH—CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

Isobutano

8 Formule las moléculas siguientes, indicando los posibles carbonos asimétricos: a) Ácido propenoico, b) Butano-2,3-diol.

Solución

a) Ácido propenoico → $CH_2{=}CH–COOH$

b) Butano-2,3-diol → $CH_3–CHOH–CHOH–CH_3$

El butano-2,3-diol → $CH_3–CHOH–CHOH–CH_3$ es el único que tiene dos carbonos asimétricos: el carbono-2 y el carbono-3 (marcados con un asterisco):

$$CH_3–C^*HOH–C^*HOH–CH_3$$

9 Representar:

a) La amina primaria más sencilla que presenta isomería óptica.

b) La amina secundaria más sencilla que presenta isomería óptica.

c) La amina terciaria más sencilla que presenta isomería óptica.

Solución

a) *Sec*-butilamina.

$$\begin{array}{l} CH_3—CH_2—CH—NH_2 \\ \qquad\qquad\quad\;\; | \\ \qquad\qquad\quad CH_3 \end{array}$$

b) *N*-Metil-*sec*-butilamina.

$$\begin{array}{l} CH_3—CH_2—CH—NH—CH_3 \\ \qquad\qquad\quad\;\; | \\ \qquad\qquad\quad CH_3 \end{array}$$

c) *N,N*-Dimetil-*sec*-butilamina.

$$\begin{array}{l} CH_3—CH_2—CH—N—CH_3 \\ \qquad\qquad\quad\;\; | \qquad | \\ \qquad\qquad\quad CH_3 \;\; CH_3 \end{array}$$

10 Escribir las fórmulas semidesarrolladas de la amina, amida y nitrilo más sencillos que posean isómeros ópticos.

Solución

Amina: $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–NH_2$ → *Sec*-butilamina

Amida: $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–CONH_2$ → 2-Metilbutanamida

Nitrilo: $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–C{\equiv}N$ → 2-Metilbutanonitrilo

11 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3–CH_2–CH_2–OH$

b) $CH_3–CH(OH)–CH_2OH$

c) $CH_3–CH_2–CH_2$

d) $CH_3–CH{=}C(CH_3)–CH{=}CH–CH_2OH$

Solución

a) $CH_3–CH_2–CH_2–OH$ → **1-Propanol**

b) $CH_3–CH(OH)–CH_2OH$ → **1,2-Propanodiol**

c) $CH_3–CH_2–CH{=}CH–CH_2–CH_2OH$ → **3-Hexen-1-ol**

d) $CH_3–CH{=}C(CH_3)–CH{=}CH–CH_2OH$ → **4-Metil-2,4-hexadien-1-ol**

12 Formular los siguientes compuestos:

a) Butanoato de metilo.

b) Ácido pentanoico.

c) Ácido 2-metilpropanoico.

d) 2-Metilpropanoato de metilo.

Solución

a) **Butanoato de metilo** → $CH_3–CH_2–CH_2–COO–CH_3$

b) **Ácido pentanoico** → $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COOH$

c) **Ácido 2-metilpropanoico** → $CH_3–CH(CH_3)–COOH$

d) **2-Metilpropanoato de metilo** → $CH_3–CH(CH_3)–COO–CH_3$

13 Formular los siguientes compuestos:

a) Propilamina.

b) 1,4-Hexanodiamina.

c) Pentanamida.

d) Etanonitrilo.

e) Etilmetilamina.

Solución

a) **Propilamina** → $CH_3–CH_2–CH_2–NH_2$

b) **1,4-Hexanodiamina** → $NH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH(NH_2)–CH_2–CH_3$

c) **Pentanamida** → $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CONH_2$

d) **Etanonitrilo** → $CH_3–C{\equiv}N$

e) **Etilmetilamina** → $CH_3–CH_2–NH–CH_3$

14 Formular los siguientes compuestos:

a) *N*-Metilpropanamida.

b) 2-Metil-propanonitrilo.

c) *N*-Metilpropilamina.

d) *N*-Etil-2-Etanamida.

e) Trietilamina.

Solución

a) ***N*-Metilpropanamida** → $CH_3-CH_2-CONH-CH_3$

b) **2-Metilpropanonitrilo** → $CH_3-CH(CH_3)-C\equiv N$

c) ***N*-Metilpropilamina** → $CH_3-CH_2-CH_2-NH-CH_3$

d) ***N*-Etil-2-Etanamida** → $CH_3-CONH-CH_2-CH_3$

h) **Trietilamina** → $CH_3-CH_2-N(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_3$

15 Formular los siguientes compuestos:

a) Ácido 2-hidroxibutanoico.

b) Propanal.

c) Acetato de etilo.

d) 2-Cloropropanal.

Solución

a) **Ácido 2-hidroxibutanoico** → $CH_3-CH_2-CHOH-COOH$

b) **Propanal** → CH_3-CH_2-CHO

c) **Acetato de etilo** → $CH_3-COO-CH_2-CH_3$

d) **2-Cloropropanal** → $CH_3-CHCl-CHO$

16 Representar los siguientes compuestos:

a) 4-Cloro-3-etilciclohexanol.

b) 2-Metilbutanamina.

c) *N*-Etilpropanamina.

Solución

a) **4-Cloro-3-etilciclohexanol**

OH

CH_2-CH_3

Cl

b) **2-Metilbutanamina**

$$\begin{array}{l} CH_3—CH_2—\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle CH_3}{CH}—CH_2—NH_2 \end{array}$$

c) ***N*-Etilpropanamina**

$$CH_3—CH_2—NH—CH_2—CH_2—CH_3$$

17 Representar los siguientes compuestos:

a) *N*-Etil-*N*-metilpentanamida.

b) 3-Fluorobenzaldehido.

c) 2,2,-Dimetilpropanal.

d) Butanodial.

Solución

a) ***N*-Etil-*N*-metilpentanamida**

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CO—\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle CH_3}{N}—CH_2—CH_3$$

b) **3-Fluorobenzaldehido**

CHO

F

c) **2,2,-Dimetilpropanal**

$$CH_3—\overset{\displaystyle CH_3\atop\displaystyle |}{\underset{\displaystyle |\atop\displaystyle CH_3}{C}}—CHO$$

d) **Butanodial**

$$OHC—CH_2—CH_2—CHO$$

18 Representar los siguientes compuestos:

a) Ciclohexilfenil cetona.

b) Ácido 4-hidroxiciclohexanocarboxilico.

c) Cloruro de 2-metilbutanoilo.

d) Benzonitrilo.

Solución

a) **Ciclohexilfenil cetona**

O
‖
C

b) **Ácido 4-hidroxiciclohexanocarboxílico**

OH

COOH

c) **Cloruro de 2-metilbutanoilo**

$CH_3-CH_2-CH-C-Cl$

CH_3 O

d) **Benzonitrilo**

CN

19 Formular los siguientes compuestos

a) 4-Hidroxibut-2-en-1-al.

b) 4-Metilhex-1-en-3-ona.

c) But-2-enoato de etilo.

d) Ácido 4-clorobenzoico.

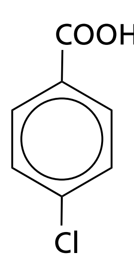
Solución

a) **4-Hidroxibut-2-en-1-al** $\rightarrow$ $CH_2OH-CH=CH-CHO$

b) **4-Metilhex-1-en-3-ona** $\rightarrow$ $CH_2=CH-CO-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$

c) **But-2-enoato de etilo** $\rightarrow$ $CH_3-CH=CH-COO-CH_2-CH_3$

d) **Ácido 4-clorobenzoico**



20 Nombrar los siguientes compuestos:

a) $CH_3–CO–CH(CH_3)–CO–CH_3$

b) $COOH–CH_2–CO–CH_2–COOH$

c) $CH_3–(CH_2)_7–CH{=}CH–(CH_2)_7–COOH$

d) $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–CH_2–CHCl–COO–CH{=}CH_2$

Solución

a) $CH_3–CO–CH(CH_3)–CO–CH_3$ → **3-Metil-2,4-pentanodiona**

b) $COOH–CH_2–CO–CH_2–COOH$ → **Acido 3-oxopentanodioico**

c) $CH_3–(CH_2)_7–CH{=}CH–(CH_2)_7–COOH$ → **Ácido 9-octadecenoico (ácido oleico)**

d) $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–CH_2–CHCl–COO–CH{=}CH_2$ → **2-Cloro-4-metilhexanoato de etenilo**



Introducción a la nomenclatura inorgánica

Objetivos

— Conocer la importancia de la formulación y la nomenclatura como lenguaje químico sistematizado y su contribución a la información y comunicación en el mundo de la Química.

— Conocer los principales compuestos inorgánicos.

— Conocer los diferentes sistemas de nomenclatura y formulación y las recomendaciones de la IUPAC.

— Aprender a formular y nombrar los compuestos inorgánicos y sus aniones según las recomendaciones de la IUPAC.

Introducción

El principal objetivo de la nomenclatura química es proporcionar una metodología para designar los compuestos químicos, poder darles de una forma inequívoca nombres y fórmulas, de manera que puedan identificarse sin ambigüedad, y de este modo facilitar el intercambio de información y la comunicación entre químicos.

Para nombrar de una forma sistemática las diferentes sustancias químicas han surgido y coexisten varios sistemas, cada uno de ellos con sus propias reglas y su propia lógica.

En Química Inorgánica, hay tres principales sistemas de nomenclatura: la nomenclatura de **sustitución**, la de **adición** y la de **composición**.

Para utilizar la nomenclatura de sustitución o de adición es necesario conocer la estructura de los compuestos a nombrar.

La **nomenclatura de sustitución** se basa en el concepto de la existencia de un hidruro que va modificándose al sustituirse sus átomos de hidrógeno por otros átomos o grupos de átomos. Se utiliza sobre todo para nombrar los compuestos de coordinación y organometálicos. Por ejemplo:

1,1-difluorotrisilano, $SiH_3SiH_2SiHF_2$
Triclorofosfano, PCl_3

La **nomenclatura de adición** considera que un compuesto es una combinación de un átomo central o átomos centrales con ligandos conocidos. Se utiliza para nombrar compuestos de coordinación.

Triclorurofosforo, PCl_3
Triaminotriclorurocobalto, $[CoCl_3(NH_3)_3]$

La nomenclatura de **composición** o **estequiométrica**, está basada en la composición de la molécula no en la estructura. El nombre indica la proporción de los constituyentes a partir de la fórmula empírica o la fórmula molecular. La proporción de los elementos o constituyentes puede indicarse de varias formas:

— Usando prefijos multiplicadores (mono-, di-, tri-, etc.).

— Usando el número de oxidación de los elementos mediante números romanos (sistema de Stock).

— Usando el número de carga de los iones seguido del signo correspondiente (números de Ewens-Basset).

Este anexo principalmente hará referencia a la nomenclatura de composición, introduciendo las recomendaciones de la IUPAC de 2005. Sin embargo, aunque se desaconseja su utilización, también se ha incluido la nomenclatura tradicional que sigue estando permitida en algunos casos.

1. SUSTANCIAS SIMPLES

Se llaman sustancias simples a las que están constituidas por un solo elemento. Los nombres sistemáticos están basados en la indicación del número de átomos en la molécula; para ello se utilizan los prefijos multiplicadores (di-, tri-, etc.).

Sustancias simples

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** **(di, tri, etc.) Elemento**
Tradicional	No sistemática. Su nombre vulgar no sigue ninguna norma

Ejemplo

O_2, dioxigeno

S_6, hexaazufre

H, monohidrógeno

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Nombre los siguientes compuestos:

H_2, F_2, O_3, P_4, N_2

Solución

H_2	dihidrógeno	hidrógeno
F_2	diflúor	flúor
O_3	trioxígeno	ozono
P_4	tetrafósforo	fósforo blanco
N_2	dinitrógeno	nitrógeno

2. COMBINACIONES BINARIAS

En la formulación de las combinaciones binarias, se debe tener en cuenta la electronegatividad de los componentes. Así, un elemento será considerado electropositivo y el otro el componente electronegativo. Para conocer cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos (más electropositivo), se debe utilizar el orden establecido en las recomendaciones de 2005 de la IUPAC (Figura 1). A efectos de formulación, el constituyente electropositivo será el primero en escribirse, y el electronegativo el último. Por ejemplo, AuCd.

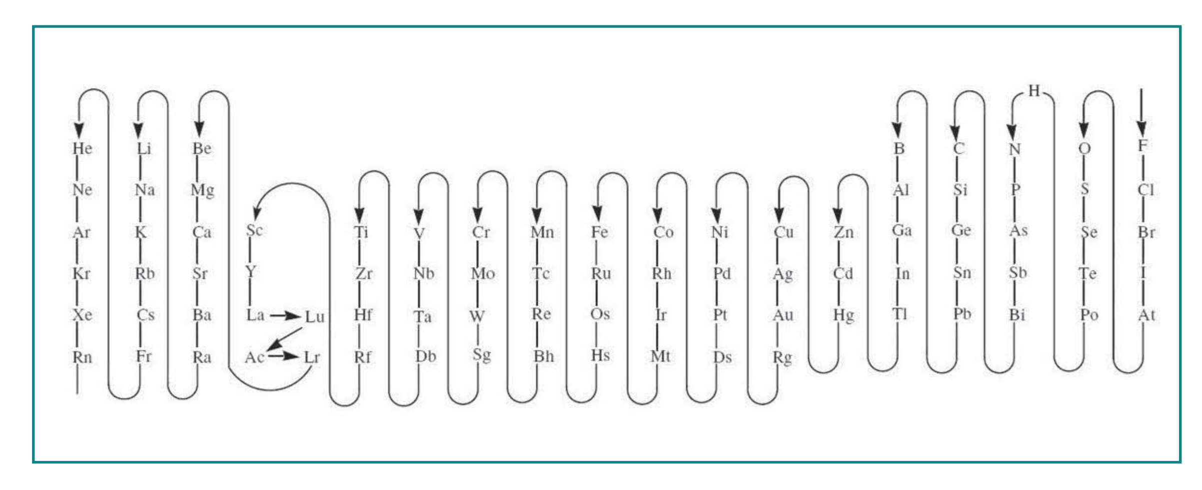


Figura 1. Secuencia de electronegatividad de los elementos según la IUPAC

Cuando los constituyentes tienen carga (iones), al formular, se escribe en primer lugar el elemento más electropositivo y a continuación, el más electronegativo. El número de átomos de cada elemento se indica con un subíndice detrás del símbolo correspondiente, y la carga con un superíndice en la parte superior derecha. Por ejemplo, $[PCl_4]^+$.

Utilizando prefijos multiplicadores

Se nombra, en primer lugar, el elemento más electronegativo; para ello se modifica el nombre del elemento añadiendo el *sufijo* ***-uro*** a la raíz del nombre. Seguidamente, tras la preposición «de», se nombra el elemento menos electronegativo sin modificar. Delante del nombre de cada elemento, sin espacios ni guiones, se utilizan los prefijos multiplicadores que indican el número de átomos de cada uno (Figura 2). Las vocales finales de los prefijos no deben ser omitidas, con la única excepción del *prefijo* ***mono-*** cuando precede a ***óxido***; que se dirá ***monóxido***, en vez de monoóxido. Los prefijos multiplicadores no son necesarios en los nombres binarios si no hay ambigüedad sobre la estequiometría del compuesto.

Prefijo (di, tri,etc) *Elemento-**uro de** Elemento*

Una excepción a esta regla se produce cuando el **oxígeno** es el elemento más electronegativo; se sustituye el elemento con el *sufijo -uro* por ***óxido de***. También en el caso del azufre, en vez de utilizar el nombre del elemento con el *sufijo -uro*, se utiliza el nombre latino del azufre nombrándose como ***sulfuro de***.

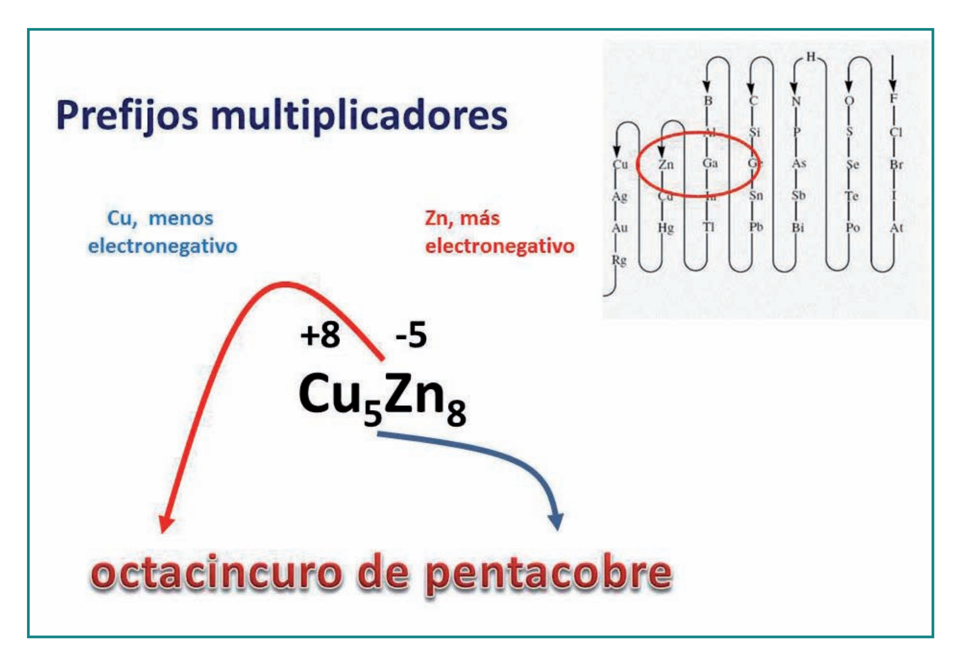


Figura 2. Nomenclatura de una sustancia binaria utilizando prefijos multiplicadores

Sistema de Stock

En la nomenclatura conocida como **sistema de Stock**, se nombra el elemento más electronegativo (el que tiene número de oxidación negativo), sin prefijos multiplicadores y a continuación, se nombra el elemento menos electronegativo (el que tiene número de oxidación positivo), indicándose el número de oxidación mediante números romanos entre paréntesis, inmediatamente detrás del nombre del elemento (Figura 3).

Elemento-**uro de** *Elemento (n.º oxi., en romanos)*

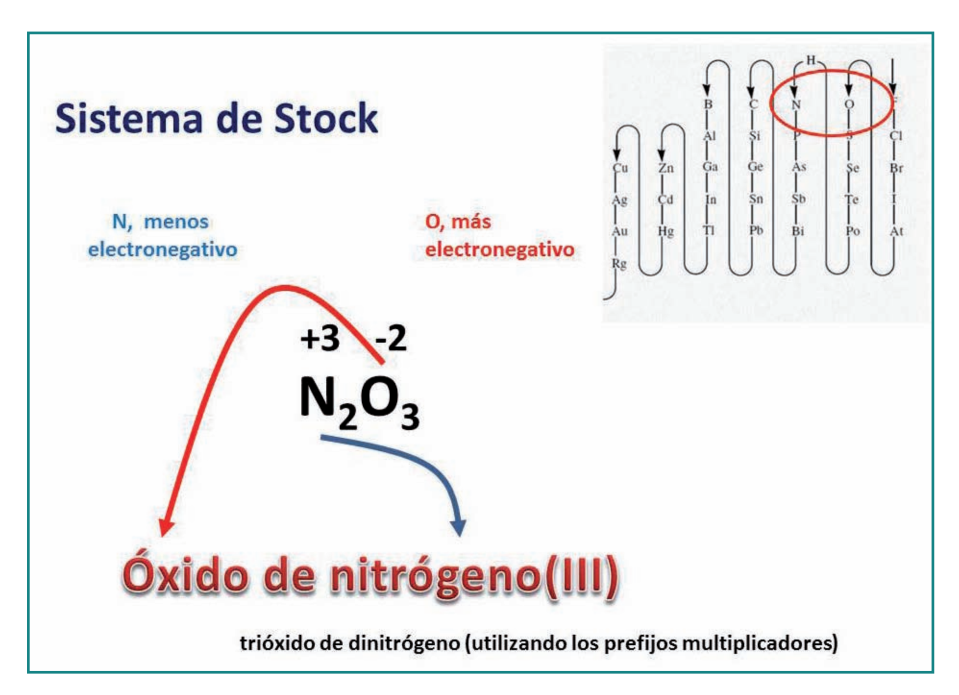


Figura 3. Nomenclatura de una sustancia binaria utilizando el sistema Stock

2.1. Combinaciones binarias con el hidrógeno

Dada la peculiar estructura electrónica del hidrógeno, éste puede ceder o captar un electrón, pudiendo ser la parte positiva o negativa del compuesto del que forma parte.

2.1.1. Hidrógeno y no metales (hidrácidos)

Los **NO METALES** de los Grupos 16 y 17 (**F, Cl, Br, I, S, Se y Te**) forman combinaciones binarias con hidrógeno, siendo el hidrógeno más electropositivo que éstos. Estos compuestos en disolución acuosa presentan un carácter ácido por lo que también se conocen como ácidos hidrácidos. Tienen la siguiente fórmula y se nombran de la siguiente manera:



Hidrógeno + no metales (Grupo 16 y 17): F, Cl, Br, I, S, Se y Te

Prefijos multiplicadores	Elemento-***uro de hidrógeno***
Tradicional	***Ácido*** Elemento-***hídrico***

Ejemplo

HF fluoruro de hidrógeno; Ácido fluorhídrico (tradicional)

H_2S sulfuro de hidrógeno; Ácido sulfhídrico (tradicional)

En este grupo se incluye también el cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico (HCN), que aunque está formado por tres elementos, en disoluciones acuosas también tiene un comportamiento ácido, disociándose en el ion cianuro (CN^-) y en el ion hidrógeno (H^+).

2.1.2. Hidrógeno con otros no metales y metales (hidruros)

Los **NO METALES** de los Grupos 13, 14 y 15 (**N, P, As, Sb, C, Si**) y los **METALES** se combinan con el hidrógeno formando hidruros. En estos compuestos, el hidrógeno es el elemento más electronegativo, y se escribe a la derecha de la fórmula.



Hidrógeno + no metales (Grupo 13, 14 y 15): N, P, As, Sb, C, Si

Estos compuestos, como la mayoría de los hidruros, tienen elementos unidos por enlaces covalentes pero se clasifican en un grupo diferente al no presentar en disolución acuosa carácter ácido.

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***hidruro de*** Elemento
Stock	***hidruro de*** Elemento (n.º oxi., en romanos)
Tradicional	No sistemática. Su nombre vulgar no sigue ninguna norma

Aunque no es la nomenclatura recomendada, algunos de estos compuestos se siguen nombrando de forma tradicional: amoníaco (NH_3), fosfina (PH_3), arsina (AsH_3) y estibina (SbH_3).

Ejemplo

NH_3	trihidruro de nitrógeno	hidruro de nitrógeno(III)	Amoniaco
AsH_3	trihidruro de arsénico	hidruro de arsénico(III)	Arsina

Hidrógeno + metales

El hidrógeno forma hidruros con los metales alcalinos y alcalinotérreos, así como con los metales de transición.

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***hidruro de*** Elemento
Stock	***hidruro de*** Elemento (n.º oxi., en romanos)
Tradicional	No sistemática. Su nombre vulgar no sigue ninguna norma

Ejemplo

NaH	hidruro de sodio	
GeH_4	tetrahidruro de germanio	hidruro de germanio(IV)

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombre los siguientes compuestos, utilizando los prefijos multiplicadores:

AsH_3, SiH_4, KH, HI, CuH, CH_4, HF, H_2Te

Solución

AsH_3,	trihidruro de arsénico
SiH_4,	tetrahidruro de silicio
KH,	hidruro de potasio
HI,	yoduro de hidrógeno

CuH, hidruro de cobre

CH_4, metano

HF, fluoruro de hidrógeno

H_2Te, teluro de hidrógeno

Ejercicio 2

Formule los siguientes compuestos:

Ácido sulfhídrico, seleniuro de hidrógeno, hidruro de calcio, cloruro de hidrógeno, sulfuro de hidrógeno.

Solución

Ácido sulfhídrico, H_2S

Seleniuro de hidrógeno, H_2Se

Hidruro de calcio, CaH_2

Cloruro de hidrógeno, H_2Cl

Sulfuro de hidrógeno, H_2S

Ejercicio 3

Indique si son correctos los nombres de los siguientes compuestos y escriba su fórmula:

Hidruro de aluminio, ácido magneshídrico, hidruro de flúor, ácido clorhídrico.

Solución

Hidruro de aluminio, el aluminio es un metal y da un hidruro, AlH_3. **CORRECTO**.

Ácido magneshídrico, el magnesio es un metal y forma un hidruro, no un hidrácido, MgH_2. **INCORRECTO**.

Hidruro de flúor, el flúor forma un hidrácido con el hidrógeno, no un hidruro, HF. **INCORRECTO**.

Ácido clorhídrico, el cloro forma hidrácidos con el hidrógeno, HCl, también se puede nombrar como cloruro de hidrógeno. **CORRECTO**.

2.2. Combinaciones binarias con el oxígeno

El oxígeno forma combinaciones binarias tanto con **METALES** como con **NO METALES**. En estos compuestos, el número de oxidación del oxígeno es considerado -2, mientras que el otro elemento actúa con número de oxidación positivo.

2.2.1. *Óxidos*

El oxígeno se combina con otros elementos metálicos y no metálicos (a excepción de los halógenos) para dar óxidos. Considerándose al oxígeno el más electronegativo, por lo que los óxidos se formulan situando al oxígeno a la derecha.



Óxidos:

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***óxido de prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento
Stock	***óxido de*** Elemento (n.° oxi., en romanos)

Ejemplo

CaO	(mon)óxido de (mono)calcio	óxido de calcio
Na_2O	(mon)óxido de disodio	óxido de sodio
Ni_2O_3	trióxido de diníquel	óxido de níquel(III)
CO_2	dióxido de carbono	óxido de carbono(IV)
N_2O	óxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(I)

2.2.2. *Oxígeno con halógenos*

A partir de las recomendaciones de **IUPAC de 2005**, el oxígeno es tratado como el componente electropositivo con respecto a cualquier halógeno para la construcción de la fórmula, escribiéndose a la izquierda y nombrándose según las reglas generales. A pesar de las recomendaciones de la IUPAC, y hasta que se impongan, esta nueva nomenclatura sigue subsistiendo con las anteriores, por lo que también se recogen en este apartado.



Oxígeno + halógenos:

Recomendaciones IUPAC 2005	***Prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento ***-uro de prefijo*** (di, tri, etc.) oxígeno
Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***óxido de prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento
Stock	***óxido de*** Elemento (n.° oxi., en romanos)

Ejemplo

OCl_2	dicloruro de oxígeno	óxido de dicloro	óxido de cloro(I)
O_5Br_2	dibromuro de pentaoxígeno	pentaóxido de dibromo	óxido de bromo(V)

2.2.3. Nomenclatura tradicional de las combinaciones binarias del oxígeno

Además de las reglas sobre la nomenclatura y formulación de las combinaciones binarias del oxígeno, sigue siendo utilizada en algunos ámbitos la antigua nomenclatura o nomenclatura tradicional, y que tenía reglas de nomenclatura diferentes para las combinaciones binarias del oxígeno para los **METALES** y para los **NO METALES**. **Esta nomenclatura no es aceptada por la IUPAC.**

Nomenclatura tradicional: oxígeno + metales:

Tradicional	***Óxido*** Elemento-***oso / ico***

Ejemplo

CaO	oxido de calcio/cálcico
Na_2O	oxido de sodio/sódico
Ni_2O_3	oxido de níquel/niquélico

Nomenclatura tradicional: oxígeno + NO metales:

Tradicional	***Anhídrido Hipo***-Elemento-***oso***
	Anhídrido Elemento-***oso***
	Anhídrido Elemento-***ico***
	Anhídrido Per-Elemento-***ico***

Ejemplo

Cl_2O	Anhídrido hipocloroso
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso
Cl_2O_5	Anhídrido clórico
Cl_2O_7	Anhídrido perclórico

2.2.4. Peróxidos

Los peróxidos son las combinaciones del anión peróxido, O_2^{2-}, dióxido(2-), con un **METAL** o **NO METAL.** En estos compuestos el oxígeno actúa con número de oxidación -1 y cuando se formula, no puede simplificarse el subíndice dos, que indica que hay dos oxígenos unidos.



Peróxidos:

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***óxido de prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento
Stock	***peróxido de*** Elemento (n.° oxi., en romanos)

Ejemplo

Na_2O_2	dióxido de sodio	peróxido de sodio	
CuO_2	dióxido de cobre	peróxido de cobre(II)	
H_2O_2	dióxido de hidrógeno	peróxido de hidrógeno	agua oxigenada

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombre los siguientes compuestos:

Li_2O, N_2O_3, MoO_3, CO_2, B_2O_3, SO_3, Cr_2O_3

Solución

Li_2O,	óxido de litio	
N_2O_3,	trióxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(III)
MoO_3,	trióxido de molibdeno	óxido de molibdeno(III)
CO_2,	dióxido de carbono	óxido de carbono(IV)
B_2O_3,	trióxido de diboro	óxido de boro(III)
SO_3,	trióxido de azufre	óxido de azufre(VI)
Cr_2O_3,	trióxido de dicromo	óxido de cromo(III)

Ejercicio 2

Nombre o formule los siguientes compuestos:

a) OCl_2, O_3Cl_2, O_5Cl_2, O_7Cl_2

b) diyoduro de pentaoxígeno, dibromuro de trioxígeno, difluoruro de oxígeno

Solución

a) dicloruro de oxígeno, dicloruro de trioxígeno, dicloruro de pentaoxígeno, dicloruro de heptaoxígeno

b) O_5I_2, O_3Br_2, OF_2

2.3. Otras combinaciones binarias

En este grupo se incluyen las combinaciones entre metales y no metales, y entre no metales entre si.

2.3.1. Combinaciones binarias de no metales con metales

En estas combinaciones de **METAL** con **NO METAL** son conocidas como sales haloideas o sales binarias. En estos compuestos el elemento más electropositivo es el metal, que se escribirá a la derecha y se nombrará el último, y el más electronegativo será el no metal que se nombrará el primero.



Metal + no metal:

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) No Metal-***uro de prefijo*** (di, tri, etc.) Metal
Stock	No Metal-***uro de*** Metal (n.º oxi., en romanos)
Tradicional	No Metal-***uro de*** Metal-***oso / ico***

Ejemplo

Ca_3N_2	dinitruro de tricalcio	nitruro de calcio	nitruro calcico
Cr_2S_3	trisulfuro de dicromo	sulfuro de cromo(III)	sulfuro crómico

2.3.2. Combinaciones binarias de no metales con no metales

En estas combinaciones de **NO METAL** con **NO METAL** se debe tener en cuenta la secuencia de electronegatividad de los elementos según las recomendaciones de la IUPAC en 2005. Se seguirá la norma general, escribiendo en las fórmulas primero el elemento más electropositivo, seguido del más electronegativo.



No metal + no metal:

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) No Metal-***uro de prefijo*** (di, tri, etc.) No Metal
Stock	No Metal-***uro de*** No Metal (n.º oxi., en romanos)

Ejemplo

BrF	monofluoruro de bromo	fluoruro de bromo(I)
N_2S_5	pentasulfuro de dinitrógeno	sulfuro de nitrógeno(V)

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Nombre los siguientes compuestos:

MnS, IF_7, NCl_3, $FeCl_2$, As_2Se_5

Solución

MnS, sulfuro de manganeso	sulfuro de manganeso(II)
IF_7, heptafluoruro de yodo	fluoruro de yodo(VII)
NCl_3, tricloruro de nitrógeno	cloruro de nitrógeno(III)
$FeCl_2$, dicloruro de hierro	cloruro de hierro(II)
As_2Se_5, diseleniuro de diarsénico	seleniuro de arsénico(V)

3. HIDRÓXIDOS

Son combinaciones ternarias formadas por el anión hidróxido (OH^-) y cationes metálicos. El ion hidróxido se considera la parte electronegativa y se escribe a la derecha, nombrándose el primero y después el catión metálico. Cuando hay más de un ion hidróxido, éstos se colocan entre paréntesis, indicando que el subíndice se refiere a todo el ion. Se pueden nombrar mediante la nomenclatura estequiométrica (prefijos multiplicadores) o por el sistema de Stock. Para algunos de ellos se sigue utilizando su nombre tradicional, aunque esta nomenclatura **no está recomendada por la IUPAC.**



$M(OH)_n$

Metal + OH^-

Prefijos multiplicadores	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***hidróxido de prefijo*** Metal
Stock	***hidróxido de*** Metal (n.º oxi., en romanos)
Tradicional	No sistemática ó ***hidróxido de*** Metal-***oso / ico***

Ejemplo

$Fe(OH)_2$	dihidróxido de hierro	hidróxido de hierro(II)	hidróxido ferroso
Ag(OH)	hidróxido de plata		
KOH	monohidróxido de potasio	hidróxido de potasio	potasa

Ejercicio resuelto

Ejercicio 1

Nombre los siguientes compuestos:

$Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $NaOH$, $Ca(OH)_2$

Solución

$Fe(OH)_3$, trihidróxido de hierro	hidróxido de hierro(III)	hidróxido férrico
$Al(OH)_3$, trihidróxido de aluminio	hidróxido de aluminio	
$NaOH$, monohidróxido de sodio	hidróxido de sodio	hidróxido sódico/sosa
$Ca(OH)_2$, dihidróxido de calcio	hidróxido de calcio	hidróxido cálcico/cal

4. OXOÁCIDOS

Son combinaciones ternarias con propiedades ácidas, formadas por oxígeno con estado de oxidación (-2), hidrógeno con estado de oxidación (+1) y otro elemento, normalmente un **NO METAL**, pero también puede ser un **METAL DE TRANSICIÓN**.

$$H_aX_bO_c$$

Según las recomendaciones de la IUPAC de 2005, se pueden nombrar de tres formas diferentes: nomenclatura tradicional, nomenclatura de adición y nomenclatura de hidrógeno.

Nomenclatura tradicional

Para utilizar esta nomenclatura es necesario conocer todos los números de oxidación que puede presentar el elemento que actúa como átomo central en la formación de los oxoácidos. Los números de oxidación se indican con sufijos (**-oso**, **-ico**) y prefijos (**hipo-**, **per-**). Esta nomenclatura se puede calificar como semi-sistemática y es aceptada por la IUPAC por su utilización frecuente por los químicos. En los oxoácidos, existe una ordenación tradicional, en la que se escribe primero los átomos de hidrógeno (ácidos o reemplazables), a los que sigue el átomo central, después los átomos de hidrógeno unidos directamente al átomo central (no reemplazables) y finalmente el oxígeno.

Tradicional	***Ácido Hipo***-Elemento-***oso***
	Ácido Elemento-***oso***
	Ácido Elemento-***ico***
	Ácido Per-Elemento-***ico***

Ejemplo

$HClO$ Ácido hipocloroso

$HClO_2$ Ácido cloroso

$HClO_3$ Ácido clórico

$HClO_4$ Ácido perclórico

Un resumen de los números de oxidación que pueden presentar los elementos que actúan como átomo central se recogen en la Tabla 1.

Tabla 1. Principales números de oxidación para los elementos que forman oxoácidos.

	Números de oxidación para la formación de oxoácidos			
Elemento	*hipo-X-oso*	*X-oso*	*X-ico*	*per-X-ico*
Halógenos (Cl, Br, I)	+1	+3	+5	+7
Anfígenos (S, Se, Te)	+2	+4	+6	
Nitrogenoideos (N, P, As, Sb)	+1	+3	+5	
Carbonoideos (C, Si)		+2	+4	
B		+3		
Mn		+4	+6	+7
Cr, Mo, W			+6	
V			+5	

A veces se presenta un elemento que puede actuar como átomo central de dos oxoácidos que se diferencia en su hidratación (por ejemplo: H_3PO_4 y HPO_3). En épocas anteriores se nombraban con el prefijo **orto** y **meta** para diferenciarlos (ácido ortofosfórico y ácido metafósforico). **La utilización de estos prefijos es considerada incorrecta por la IUPAC** y sólo es admisible para los ácidos telúrico y peryódico y sus aniones.

También se encuentran oxoácidos que se consideran como polímeros o productos de la condensación de varias moléculas de ácido, nombrándose con los prefijos **di-** o **piro-**, **tri-**, etc. Por ejemplo, el ácido dicrómico ($H_2Cr_2O_7$) o el ácido disulfúrico ($H_2S_2O_7$).

Nomenclatura de adición

La nomenclatura de adición considera los compuestos constituidos por un átomo o átomos centrales rodeados de grupos añadidos (ligandos). Se utilizan los prefijos (di-, tri-, etc.) para indicar el número de ligandos. En este caso el ligando es el anión hidróxido (OH^-) que se une a un elemento o a un grupo óxido (XO_n).

Nomenclatura de adición	***Hidróxido*** Elemento ó ***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***Hidróxido Prefijo*** (di, tri, etc.), ***óxido*** Elemento

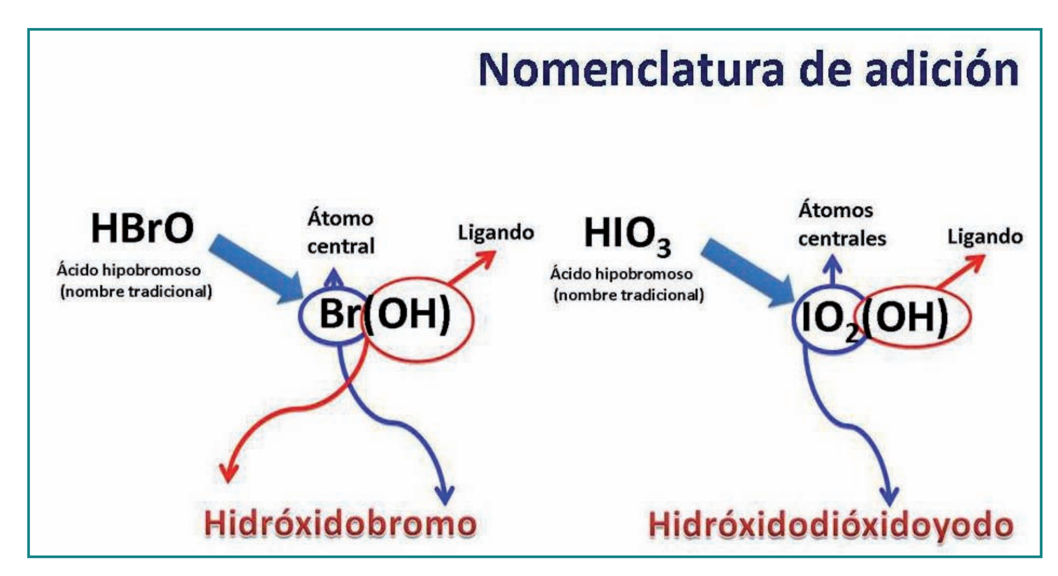


Figura 4. Nomenclatura de adicción para oxoácidos.

Ejemplo

HBrO (ácido hipobromoso)	Br(OH)	hidróxidobromo
HNO_2 (ácido nitroso)	NO(OH)	hidróxidoóxidonitrogeno
H_2CrO_4 (ácido crómico)	$CrO_2(OH)_2$	dihidróxidodióxidocromo

Nomenclatura de hidrógeno

Otra de las formas aceptada por la IUPAC para nombrar los oxoácidos y sus derivados es la llamada nomenclatura de hidrógeno. Esta nomenclatura consiste en nombrar en primer lugar los hidrógenos que contiene el ácido mediante la palabra **hidrogeno-**, precedida por los prefijos de cantidad (di-, tri-, etc.) y entre paréntesis se nombra el anión según la nomenclatura de adición, es decir entre paréntesis aparece los prefijos (di-, tri-, etc.) indicando el número de oxígeno y después la palabra **-oxido-**, por último el nombre del elemento acabado en el sufijo **–ato**, precedido también del prefijo de cantidad.

Nomenclatura de hidrógeno	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***Hidrógeno (Prefijo*** (di, tri, etc.), ***óxido Prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento-***ato)***

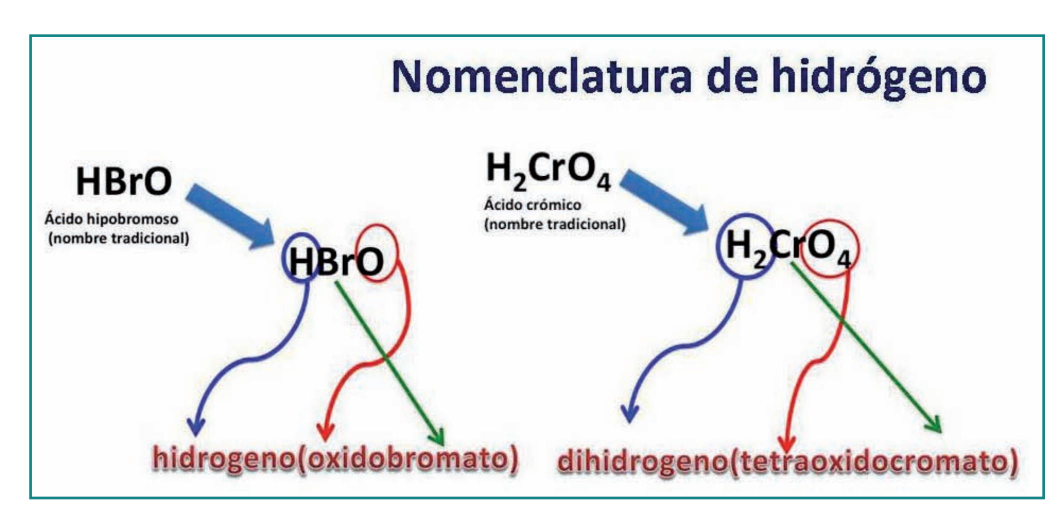


Figura 5. Nomenclatura de hidrógeno para oxoácidos.

Ejemplo

HBrO (ácido hipobromoso)	hidrogeno(oxidobromato)
HNO_2 (ácido nitroso)	hidrogeno(dioxidonitrato)
H_2CrO_4 (ácido crómico)	dihidrogeno(tetraoxidocromato)

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Nombre los siguientes ácidos con la nomenclatura tradicional:

H_2SO_3, H_3PO_4, H_4SiO_4, $HBrO_4$

Solución

H_2SO_3,	ácido sulfuroso
H_3PO_4,	ácido fosfórico
H_4SiO_4,	ácido silícico
$HBrO_4$	ácido perbrómico

Ejercicio 2

Nombre y formule los ácidos del Ejercicio 1. con la nomenclatura de adición

H_2SO_3, H_3PO_4, H_4SiO_4, $HBrO_4$

Solución

H_2SO_3,	$SO(OH)_2$	dihidroxidooxidoazufre
H_3PO_4,	$PO(OH)_3$	trihidroxidooxidofosforo
H_4SiO_4,	$Si(OH)_4$	tetrahidroxidosilicio
$HBrO_4$,	$BrO_3(OH)$	hidroxidotrioxidobromo

Ejercicio 3

Nombre los siguientes ácidos con la nomenclatura de hidrógeno:

HClO, H_2SO_4, $HBrO_3$, HIO_4

Solución

HClO, hidrogeno(oxidoclorato)

H_2SO_4, dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

$HBrO_3$, hidrogeno(trioxidobromato)

HIO_4, hidrogeno(tetraoxidoyodato)

5. IONES

5.1. Cationes

5.1.1. Cationes monoatómicos

Se da nombre a los cationes monoatómicos con el elemento seguido con el número de carga (sistema Ewens–Basset) o con el número de oxidación (sistema Stock) entre paréntesis. En este último caso, si el ion tiene un único número de oxidación, se puede omitir éste.

Ewens-Basset	Elemento (carga)
Stock	**Ion** Elemento (n.º oxi., en romanos)

Ejemplo

Fe^{3+}	hierro(3+)	ion hierro(III)
Na^{+}	sodio(1+)	ion sodio

5.1.2. Cationes homopoliatómicos

Se utiliza la nomenclatura estequiométrica o de composición, añadiendo los prefijos (di-, tri-, etc.) antes del nombre del elemento y después la correspondiente carga entre paréntesis.

Ejemplo

O_2^{+}	dioxígeno(1+)
Hg_2^{2+}	dimercurio(2+)
Bi_5^{4+}	pentabismuto(4+)

5.1.3. Cationes heteropoliatómicos

Se nombran como el hidruro progenitor (nomenclatura de sustitución) del que provienen, cambiando la terminación por **-io**.

Ejemplo

H_3O^{+}	oxidando u oxonio
NH_4^{+}	azonio o amonio
PH^{2+}	fosfanilio
PH_4^{+}	fosfonio

5.2. Aniones

5.2.1. Aniones monoatómicos

Excepto en el caso del oxígeno, se nombran añadiendo el sufijo **–uro** al elemento seguido de la carga (sistema Ewens–Basset), omitiéndose si no hay ambigüedad.

Ejemplo

S^{2-}	sulfuro(2-) o sulfuro
O^{2-}	óxido(2-) u óxido
N^{3-}	nitruro(3-) o nitruro

5.2.2. Aniones homopoliatómicos

Se utiliza la nomenclatura de composición o estequiométrica, añadiendo los prefijos (di-, tri-, etc.) antes del nombre del correspondiente anión monoatómico, seguida de la carga entre paréntesis.

Ejemplo

I_3^-	triyoduro(1-)	
N_3^-	trinitruro(1-)	aziduro
O_2^-	dióxido(1-)	superóxido
O_2^{2-}	dióxido(2-)	peróxido
O_3^-	trióxido(3-)	ozonido

5.2.3. Oxoaniones

Son los aniones derivados de los oxoácidos por pérdida de iones hidrógeno. Según las recomendaciones de la IUPAC de 2005, se pueden nombrar de tres formas diferentes: nomenclatura tradicional, nomenclatura de composición o estequiométrica y nomenclatura de hidrógeno.

Nomenclatura tradicional

Se cambia la terminación del oxoácido –oso o –ico por **–ito** o **–ato**, nombrándose como ion o anión.

Tradicional	***Ion hipo***-Elemento-***ito***
	Ion Elemento-***ito***
	Ion Elemento-***ato***
	Ion per-Elemento-***ato***

Ejemplo

ClO^-	ion hipoclorito
ClO_2^-	ion clorito
ClO_3^-	ion clorato
ClO_4^-	ion perclorato

Nomenclatura de composición

Se nombran los elementos con los prefijos de cantidad (di-, tri-, etc.) indicando el número de oxígenos seguido de la palabra **oxido** y del prefijo de cantidad del otro componente seguido del sufijo **–ato** y de la carga entre paréntesis (sistema Ewens-Basset).

Nomenclatura de composición	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***oxido Prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento-***ato*** (carga)

Ejemplo

SO_4^{2-}	ion tetraoxidosulfato(2-)
$Cr_2O_7^{2-}$	ion heptaoxidodicromato(2-)
CrO_4^{2-}	ion tetraoxidocromato(2-)

Nomenclatura de hidrógeno

Otra de las formas aceptada por la IUPAC para nombrar los oxoaniones que contienen hidrógeno es la llamada nomenclatura de hidrógeno. Al igual que en los oxoácidos, esta nomenclatura consiste en nombrar en primer lugar los hidrógenos que contiene el ácido mediante la palabra **hidrogeno-**, precedida por los prefijos de cantidad (di-, tri-, etc.) y entre paréntesis se nombra el anión según la nomenclatura de adición, es decir entre paréntesis aparecen los prefijos (di-, tri-, etc.) indicando el número de oxígeno y después la palabra **-oxido-**, por último el nombre del elemento acabado en el sufijo **–ato**, en este caso seguido de la carga entre paréntesis.

Nomenclatura de hidrógeno	***Prefijo*** (di, tri, etc.) ***hidrógeno (Prefijo*** (di, tri, etc.) ***oxido Prefijo*** (di, tri, etc.) Elemento-***ato)*** (carga)

Ejemplo

HSO_4^-	hidrogeno(tetraoxidosulfato)(1-)
HCO_3^-	hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-)
$H_2PO_4^-$	dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Formule los siguientes cationes:

Cobalto(2+), dioxígeno(1+), ion cobre(I), fosfonio

Solución

Co^{2+}, O_2^+, Cu^+, PH_4^+

Ejercicio 2

Formule los siguientes aniones:

Sulfuro(2-), dioxido(2-), hidruro(1-), telururo(2-)

Solución

S^{2-}, O_2^{2-}, H^-, Te^{2-}

Ejercicio 3

Nombre los siguientes oxoaniones utilizando la nomenclatura tradicional y de composición:

MnO_4^-, MnO_4^{2-}, SO_3^{2-}

Solución

MnO_4^-, ion permanganato — ion tetraoxidomanganato(1-)

MnO_4^{2-}, ion manganato — ion tetraoxidomanganato(2-)

SO_3^{2-}, ion sulfito — ion trioxidosultato(2-)

Ejercicio 4

Nombre los siguientes oxoaniones utilizando la nomenclatura de hidrógeno:

HPO_4^{2-}, HSO_3^-, $HSeO_3^-$, $HSeO_4^-$

Solución

HPO_4^{2-}, hidrogeno (tetraoxidofosfato) (2-)

HSO_3^-, hidrógeno (trioxidosulfato) (1-)

$HSeO_3^-$, hidrógeno (trioxidoseleniato) (1-)

$HSeO_4^-$, hidrogeno (tetraoxidoseleniato) (1-)

6. OXOSALES

Las sales resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica procedente de un oxoácido.

$$M_a(XO_b)_c$$

Según las recomendaciones de la IUPAC de 2005, se pueden nombrar de tres formas diferentes: nomenclatura tradicional, nomenclatura de adición y nomenclatura de composición o estequiométrica. En este texto sólo incluiremos la tradicional y la de composición.

Nomenclatura tradicional

Se nombra el oxoanión y después se indica el nombre del catión, indicando entre paréntesis el número de carga o el número de oxidación en romanos. Cuando no hay ambigüedad sobre la carga de un catión, por ser un elemento que presenta un único o habitual estado de oxidación, no se indica dicho número.

Tradicional	***Hipo***-Elemento-***ito de*** Elemento (nº oxidación, en romanos o nº de carga)
	Elemento-***ito de*** Elemento (nº oxidación, en romanos o nº de carga)
	Elemento-***ato de*** Elemento (nº oxidación, en romanos o nº de carga)
	Per-Elemento-***ato de*** Elemento (nº oxidación, en romanos o nº de carga)

Ejemplo

$NaClO$	Hipoclorito de sodio
$NaClO_2$	Clorito de sodio
$NaClO_3$	Clorato de sodio
$NaClO_4$	Perclorato de sodio
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato de hierro(III) o sulfato de hierro(3+)

Nomenclatura de composición

En primer lugar se nombra el oxoanión y después se nombra el catión. La proporción de ambos constituyentes se indica con prefijos multiplicativos. Para evitar ambigüedades, se usan los prefijos de cantidad alternativos (bis, tris, tetrakis, pentakis, etc...) para el oxoanión que estará entre paréntesis, y los prefijos (di-, tri-, etc.) para el catión.

Ejemplo

$K_2Cr_2O_7$	heptaoxidodicromato de dipotasio
$AlPO_4$	tetraoxidofosfato de aluminio
$Fe(ClO_3)_2$	bis(trioxidoclorato) de hierro

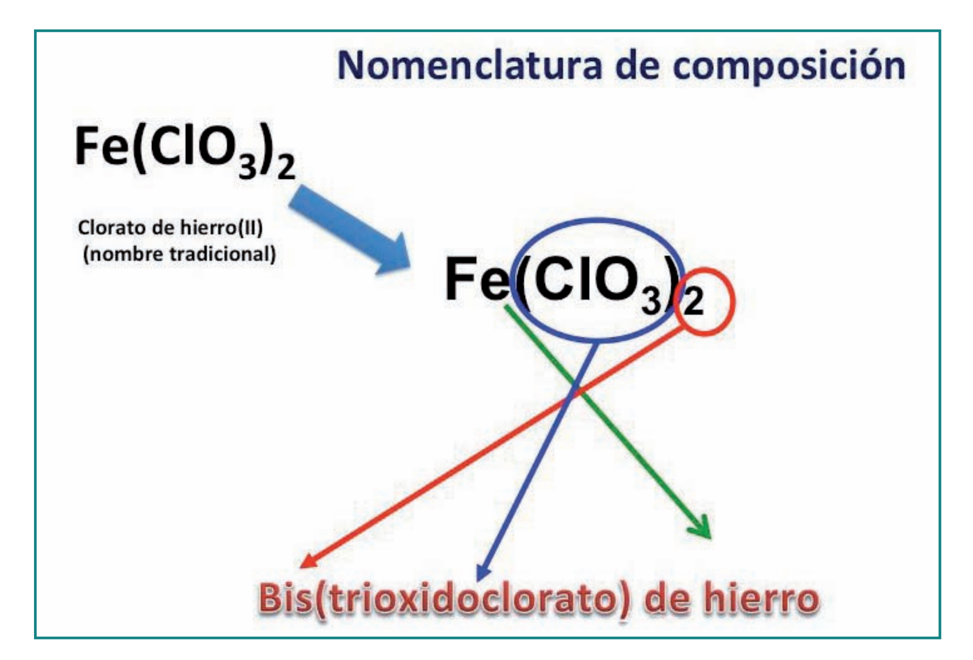


Figura 6. Nomenclatura de composición para oxosales.

Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Formule las siguientes oxosales:

Trioxidocarbonato de dipotasio, bis(trioxidoniotrato) de magnesio, sulfato de hierro(III), bis(tetraoxidomanganato) de calcio

Solución

Trioxidocarbonato de dipotasio, K_2CO_3

bis(trioxidonitrato) de magnesio, $Mg(NO_3)_2$

sulfato de hierro(III), $Fe_2(SO_4)_3$

bis(tetraoxidomanganato) de calcio, $Ca(MnO_4)_2$

Ejercicio 2

Nombre las siguientes oxosales utilizando la nomenclatura tradicional y de composición:

$Ba(IO_3)_2$, KIO_4, $Ca(ClO_2)_2$

Solución

$Ba(IO_3)_2$, Yodato de bario	Bis(trioxidoyodato) de bario
KIO_4, Peryodato de potasio	Tetraoxidoyodato de potasio
$Ca(ClO_2)_2$, Clorito de calcio	Bis(dioxidoclorato) de calcio

7. SALES ÁCIDAS

7.1. Derivadas de oxoácidos

Los oxoaniones que contienen hidrógeno pueden combinarse con cationes dando sales ácidas. Estas sales se pueden nombrar utilizando la nomenclatura tradicional o de composición.

Nomenclatura tradicional

Se nombra anteponiendo a la palabra **hidrogeno** los prefijos multiplicadores seguido de los multiplicadores del oxoanion y por último se indica el catión con el número de oxidación en romanos entre paréntesis. Cuando no hay ambigüedad sobre la carga de un catión, por ser un elemento que presenta un único o habitual estado de oxidación, no se indica dicho número.

Tradicional	**Prefijo** (di, tri, etc.) **hidrógeno Prefijo** (di, tri, etc.) Oxanion**-ato / -ito de** Elemento (n.º oxidación)

Ejemplo

$Na_2H_2P_2O_7$	dihidrogenodifosfato de sodio
$Fe(H_2PO_3)_3$	dihidrogenofosfito de hierro(III)
Na_2HPO_4	monohidrogenofosfato de sodio

Nomenclatura de composición

En primer lugar se nombra el oxoanión y después se nombra el catión. La proporción de ambos constituyentes se indica con prefijos multiplicadores. Para evitar ambigüedades, se usan los prefijos de cantidad alternativos (bis, tris, tetrakis, pentakis, etc.) para el oxoanión que estará entre paréntesis, y los prefijos (di-, tri-, etc.) para el catión.

Fórmula	Nombre del oxoanión	Nombre de la oxosal
$CaHPO_4$	hidrógeno(tetraoxidofosfato)(2-)	hidrógeno(tetraoxidofosfato) de calcio

$Al_2(HPO_3)_3$	hidrógeno(trioxidofosfato)(2-)	tris[hidrógeno(trioxidofosfato)] de dialuminio
$Fe(H_2PO_3)_3$	dihidrógeno(trioxidofosfato)(1-)	tris[dihidrógeno(trioxidofosfato)] de hierro

7.2. Derivadas de hidrácidos

Los aniones ácidos derivados de hidrácidos se nombran anteponiendo la palabra **hidrogeno** al elemento que lo acompaña acabado en **-uro**. Cuando se forma la sal al combinarse con un catión, se nombran según las reglas de los compuestos binarios.

Ejemplo

Fórmula	Nombre del anión
KHS	hidrogenosulfuro
$Cu(HTe)_2$	hidrogenotelururo

Nomenclatura tradicional

hidrogenosulfuro de potasio
hidrogenotelururo de cobre(II)

Nomenclatura de composición

hidrogenosulfuro de potasio
bis(hidrogenotelururo) de cobre



Aspectos generales de Bioquímica

Contenidos

— Objeto de la Bioquímica.

— Hidratos de carbono o glúcidos. Clasificación de los hidratos de carbono según las unidades elementales que los constituyen. Según el grupo funcional. Según el número de átomos de carbono que constituyen el hidrato de carbono. Según la configuración relativa a la molécula de gliceraldehído. Formación de azúcares cíclicos. Formación del enlace glucosídico.

— Aminoácidos y proteínas. Aminoácidos. Clasificación de los aminoácidos. Proteínas. Estructura de las proteínas. Funciones de las proteínas.

— Ácidos nucleicos. ADN y ARN. Funciones de los nucleótidos.

— Biocatalizadores: enzimas, vitaminas y hormonas. Clasificación de las enzimas. Vitaminas. Clasificación de las vitaminas. Hormonas.

Objetivos

— **Aprender la importancia de la Bioquímica en la vida, y dar una visión general de los aspectos más relevantes de la misma.**

— **Conocer los hidratos de carbono, las diferentes clasificaciones, y la importancia de los mismos en los procesos biológicos.**

— **Aprender qué son los aminoácidos y como se forman las proteínas a partir de estos.**

— **Comprender las diferentes conformaciones que adoptan las proteínas así como las funciones más importantes.**

— **Conocer los ácidos nucleicos y saber diferenciar la estructura del ADN y la del ARN.**

— **Comprender las funciones de los nucleótidos en el organismo.**

— **Entender el concepto de biocatalizador y su importancia.**

— **Conocer los diferentes tipos de biocatalizadores (enzimas, vitaminas y hormonas).**

— **Aprender las diferentes clasificaciones que se pueden establecer de los diferentes tipos de biocatalizadores.**

— **Comprender la función de las enzimas, vitaminas y hormonas en el organismo vivo.**

1. OBJETO DE LA BIOQUÍMICA

El sistema químico de la planta o del animal más pequeño es extremadamente complejo. Consta de una multitud de compuestos, la mayoría de naturaleza polimérica, actuando en centenares de reacciones en equilibrio, conectadas entre sí, cuyas velocidades están regidas por un buen número de catalizadores enzimáticos.

El estudio de las moléculas que constituyen los seres vivos, las reacciones propias de los organismos y la producción de energía de éstos, son los temas fundamentales de la Bioquímica. Por ello, se puede decir que la Bioquímica es la ciencia que estudia las bases moleculares de los fenómenos de la vida y busca describir y explicar, en términos moleculares, todos los procesos químicos de las células vivas (Figura 1). Esto hace que los estudios bioquímicos tengan gran importancia porque contribuyen al diagnostico, pronóstico y tratamiento de la enfermedad.

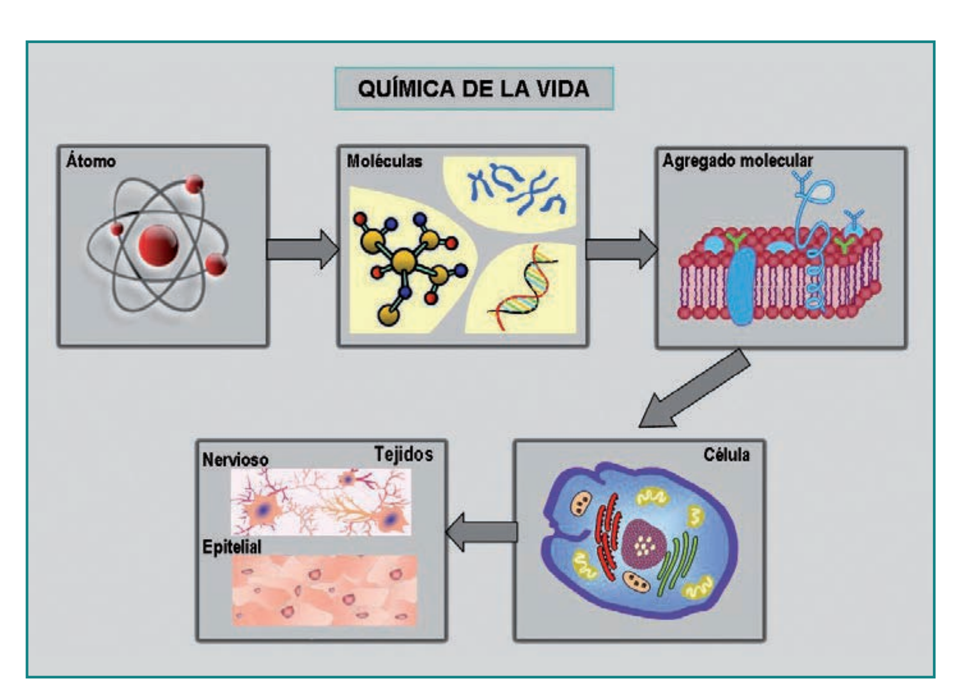
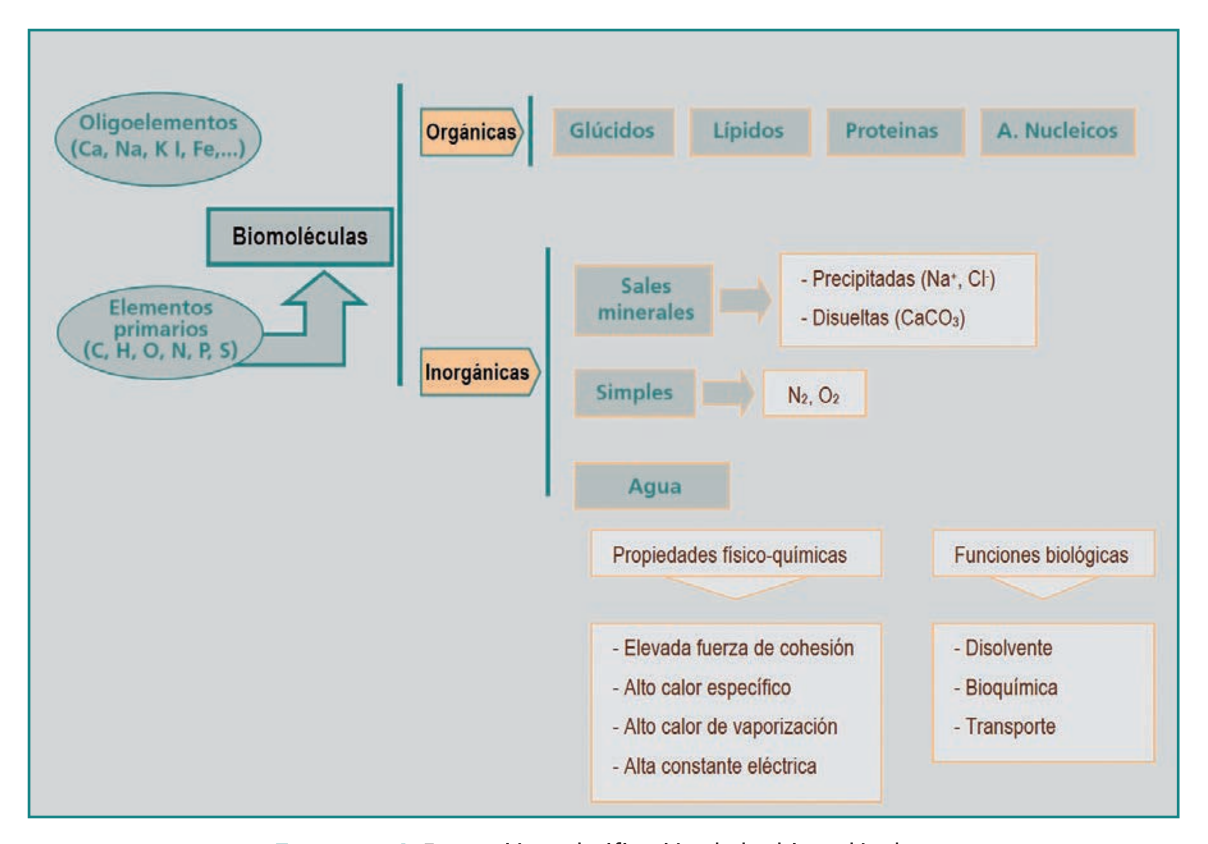


Figura 1. Representación de la Química de la vida.

El estudio de la Bioquímica comprende el estudio de la naturaleza y propiedades de los componentes moleculares de la célula, llamados *biomoléculas*, así como los procesos de síntesis *(anabolismo)* y degradación *(catabolismo)* de estas moléculas, con sus correspondientes transferencias de energía, y la regulación de estos procesos.

Las *biomoléculas*, o moléculas biológicas, son compuestos de carbono que forman las diversas partes de la célula y llevan a cabo las reacciones químicas que le permiten crecer, alimentarse, reproducirse y usar y almacenar energía. En el Esquema 1 se muestran las vías de formación de las biomoléculas y su clasificación.



Esquema 1. Formación y clasificación de las biomoléculas.

El principal componente del material vivo es el agua. La cantidad de sustancias inorgánicas presentes es comparativamente pequeña, generalmente menos del 4%, y el resto consiste en compuestos orgánicos de estructuras complicadas (por ejemplo hidratos de carbono, proteínas, lípidos, ácidos nucleicos, etc.).

La *Bioquímica* como ciencia independiente fue reconocida hace muy pocas décadas. Anteriormente se la consideraba una rama de la *Química Orgánica* o de la *Fisiología*.

Actualmente la *Bioquímica* está en evolución constante y rápida. Gracias a sus técnicas y métodos propios se han podido abordar problemas como la diferenciación celular, el origen de la vida y su evolución y las enfermedades humanas, muchas de los cuales se han interpretado como desviaciones de las vías metabólicas normales.

2. HIDRATOS DE CARBONO O GLÚCIDOS

Glúcidos es el nombre genérico de un grupo de compuestos orgánicos ampliamente difundidos en la naturaleza. Por el hecho de que muchos glúcidos tienen como fórmula general $C_x(H_2O)_y$, donde el hidrógeno y el oxígeno se encuentran en la misma proporción que en el agua, se les denomina *Hidratos de carbono* o *Carbohidratos* (término «carbono-hidratado»), si bien posteriormente se ha visto que

otras moléculas, con las mismas características químicas, no se corresponden con esta fórmula, por lo que esta denominación es incorrecta, aunque se sigue manteniendo en la actualidad. A los más simples se les llama azúcares.

Los hidratos de carbono son, por tanto, sustancias constituidas por C, H y O, de fórmula general $C_x(H_2O)_y$. Aunque todos ellos comparten la misma estructura básica, existen diferentes tipos de hidratos de carbono que se clasifican en función de la complejidad de su estructura química. Se pueden clasificar de acuerdo a las unidades elementales que los constituyen, a su grupo funcional, al número de átomos de carbono que constituyen el monosacárido y a la configuración relativa a la molécula de gliceraldehído.

2.1. Clasificación de los hidratos de carbono

2.1.1. Según las unidades elementales que los constituyen

Se distinguen tres tipos de compuestos: monosacáridos, oligosacáridos y polisacáridos:

- **Monosacáridos**

Constituidos por un solo polihidroxialdehído (*aldosas*) o una polihidroxicetona (*cetosas*) (Figura 2). Son los hidratos de carbono más sencillos, contienen sólo una molécula de azúcar (ejemplos: Glucosa, fructosa, ribosa, etc.).

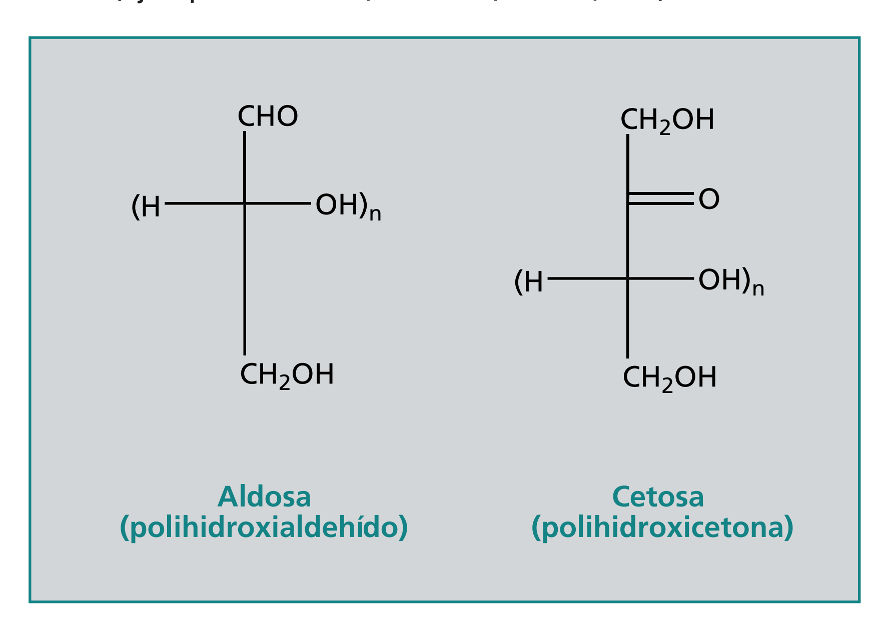


Figura 2. Formula molecular general de una aldosa y una cetosa.

El monosacárido más importante es la glucosa ($C_6H_{12}O_6$). Otro azúcar natural, isómero de la glucosa, es la fructosa, que posee un grupo cetona y cinco grupos alcohol (Figura 3).

- **Oligosacáridos**

Contienen de dos a diez unidades de monosacáridos unidas entre sí covalentemente, mediante un enlace denominado glucosídico (C-O-C), siendo los más

abundantes los *disacáridos*. Algunos ejemplos de oligosacáridos son sacarosa (azúcar de caña) (Figura 3), maltosa (azúcar de malta), o lactosa (azúcar de la leche).

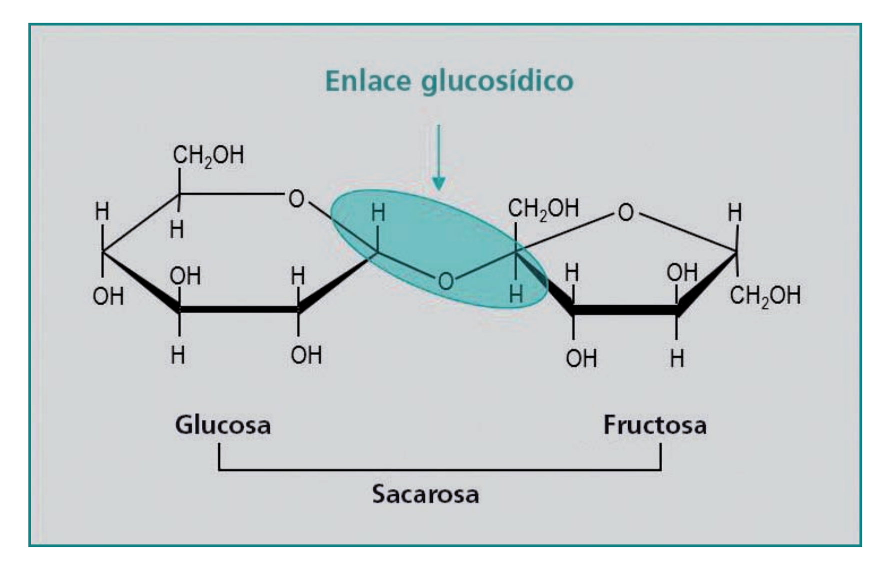


Figura 3. Estructura de la sacarosa (azúcar de mesa), disacárido formado por la unión de una molécula de glucosa y otra de fructosa.

Pueden asignarse nombres que reflejen el número real de dichas unidades presentes. A todos los monosacáridos, disacáridos y trisacáridos se les denomina **azúcares**.

Los oligosacáridos se clasifican en reductores (reducen al Fehling) y no reductores (no reducen al Fehling) (Figura 4). Pueden ser reductores cuando el carbono anomérico de alguno de sus componentes no está implicado en el enlace entre los dos monosacáridos. La capacidad reductora de los glúcidos se debe a que el grupo aldehído o cetona puede oxidarse dando un ácido.

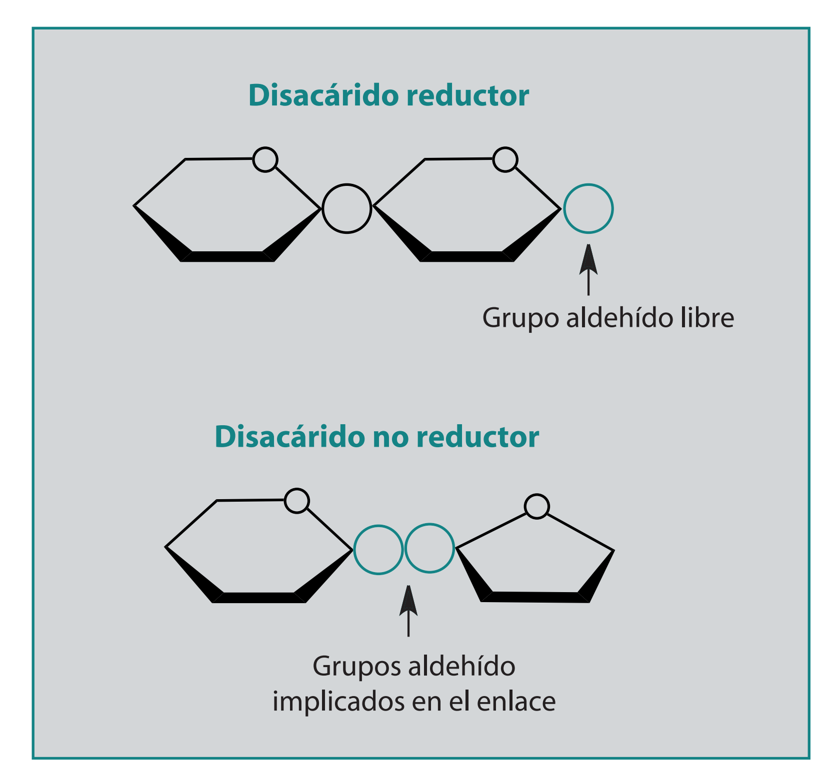


Figura 4. Estructura de un disacárido reductor y no reductor.

- **Polisacáridos**

Contienen más de diez unidades de monosacáridos unidos por enlaces glucosídicos (ejemplos: celulosa y el almidón). A su vez se clasifican en homopolisacáridos (contienen una sola clase de monosacáridos) y heteropolisacáridos (contienen más de una clase de monosacáridos). La Figura 5 muestra la estructura molecular de la maltosa (dos unidades de glucosa) y la estructura de la celulosa, un biopolímero compuesto exclusivamente por moléculas de glucosa. Se trata, por tanto, de un homopolisacárido.

Figura 5. Estructura molecular de la maltosa, constituida por dos unidades de glucosa y estructura molecular de la celulosa, homopolisacárido constituido por moléculas de glucosa.

2.1.2. Según el grupo funcional

Los átomos de C están unidos a grupos alcohólicos (-OH), además en todos los glúcidos siempre hay un grupo carbonilo**.** Por lo tanto, contienen dos tipos de grupos funcionales, el grupo carbonilo y el grupo hidroxilo. El grupo carbonilo puede ser un grupo aldehído (-CHO)**,** o un grupo cetónico (-C=O). Así pues, los glúcidos pueden definirse como polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas y, en general, como compuestos polihidroxicarbonílicos. Si el grupo carbonilo se encuentra al final de la cadena, el monosacárido es un aldehído, y se denomina *aldosa*. Si se encuentra en un carbono secundario es una cetona, y se llama *cetosa* (ver Figura 2).

2.1.3. Según el número de átomos de carbono que constituye el hidrato de carbono

De acuerdo al número de átomos de C de los azúcares (osas), se distinguen:

— **Triosas**. Contienen 3 átomos de C. Ejemplo: Gliceraldehído.

— **Tetrosas**. Contienen 4 átomos de C. Ejemplo: Eritrosa.

— **Pentosas**. Contienen 5 átomos de C. Ejemplo: Ribosa, Desoxirribosa.

— **Hexosas**. Contienen 6 átomos de C. Ejemplo: Glucosa, Fructosa.

— **Heptosas.** Contienen 7 átomos de C. Ejemplo: Sedoheptulosa.

En la Figura 6 se muestra la estructura de varias triosas y tetrosas.

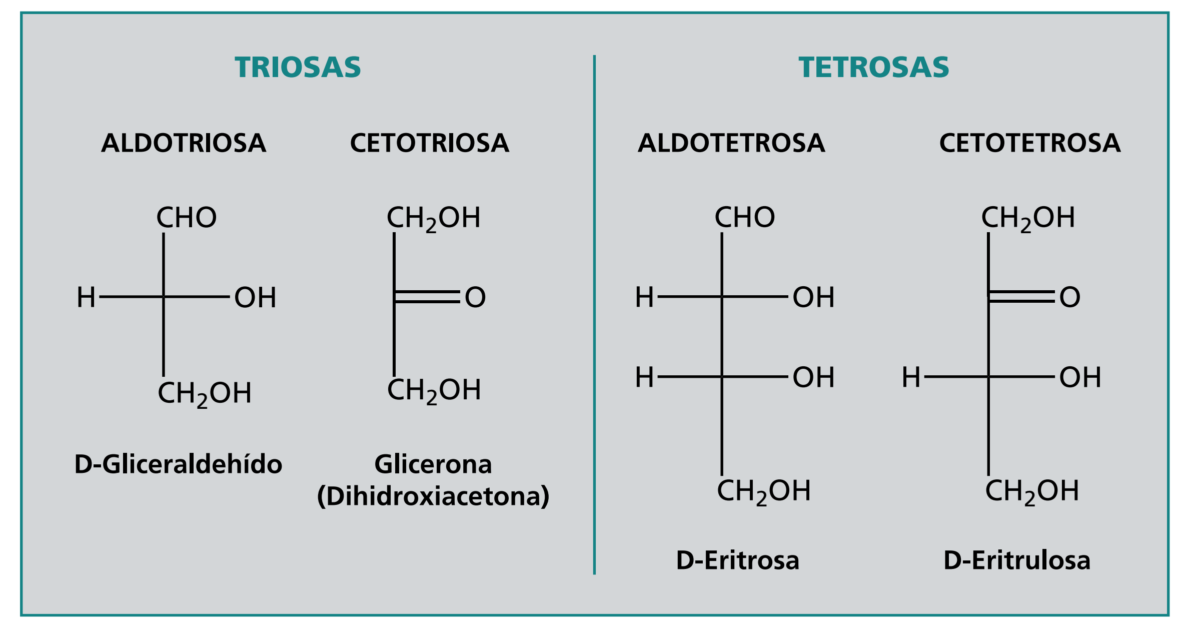


Figura 6. Estructura de dos triosas y dos tetrosas.

2.1.4. Según la configuración relativa a la molécula de gliceraldehído

El gliceraldehido es una aldosa de tres átomos de carbono (*aldotriosa*). El carbono 2 es asimétrico o quiral, ya que está sustituido por cuatro grupos diferentes (Figura 7). Caben, por tanto, dos isómeros ópticos, que llamamos convencionalmente D- y L-. La disposición del grupo -OH a la derecha en el C asimétrico determina el isómero D, si está situado a la izquierda es un isómero L.

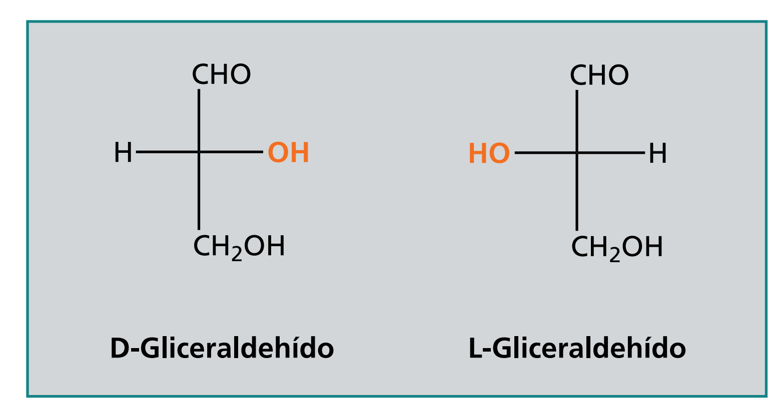


Figura 7. Estructura del D-Gliceraldehído y L- Gliceraldehído.

Podemos construir el resto de las aldosas, adicionando unidades de H-C-OH ó de HO-C-H al carbono carbonílico. Los monosacáridos se clasifican en la serie D- o en la serie L- de acuerdo con la configuración del carbono quiral más alejado del grupo carbonilo. Así, si dicho carbono posee la misma configuración que el carbono quiral del D-gliceraldehido, pertenece a la serie D-. Cuando un monosacárido tiene varios esteroisómeros, todos los que poseen a la derecha el grupo OH del C más alejado del grupo carbonilo son de la serie D, y los que lo poseen a la izquierda son de la serie L. Como ejemplo, en la Figura 8 se representa la estructura de la D-glucosa y la L-glucosa.

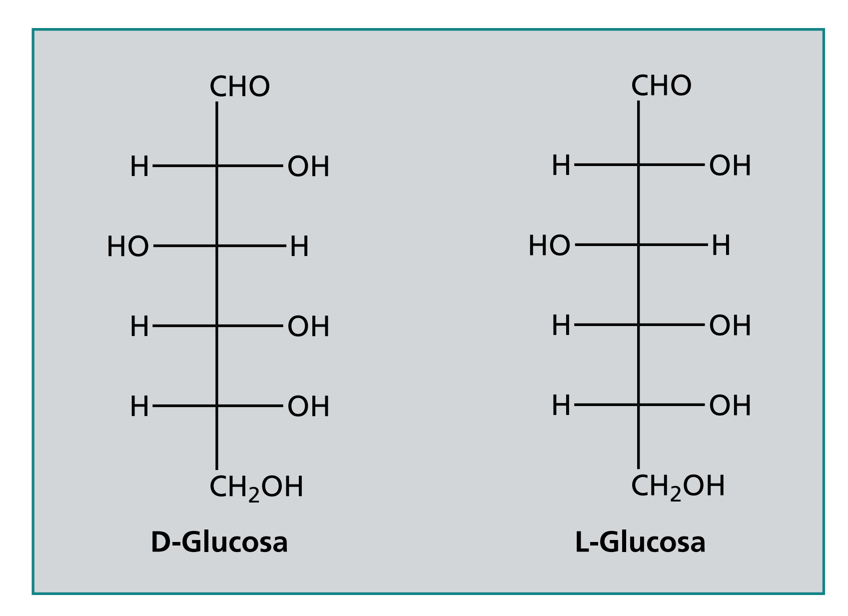


Figura 8. Estructura de la D-Glucosa y L- Glucosa.

En la Figura 9 se representan las estructuras moleculares de las aldohexosas de la serie D más importantes, en las que el último carbono asimétrico tiene la misma configuración que el D-gliceraldehído.

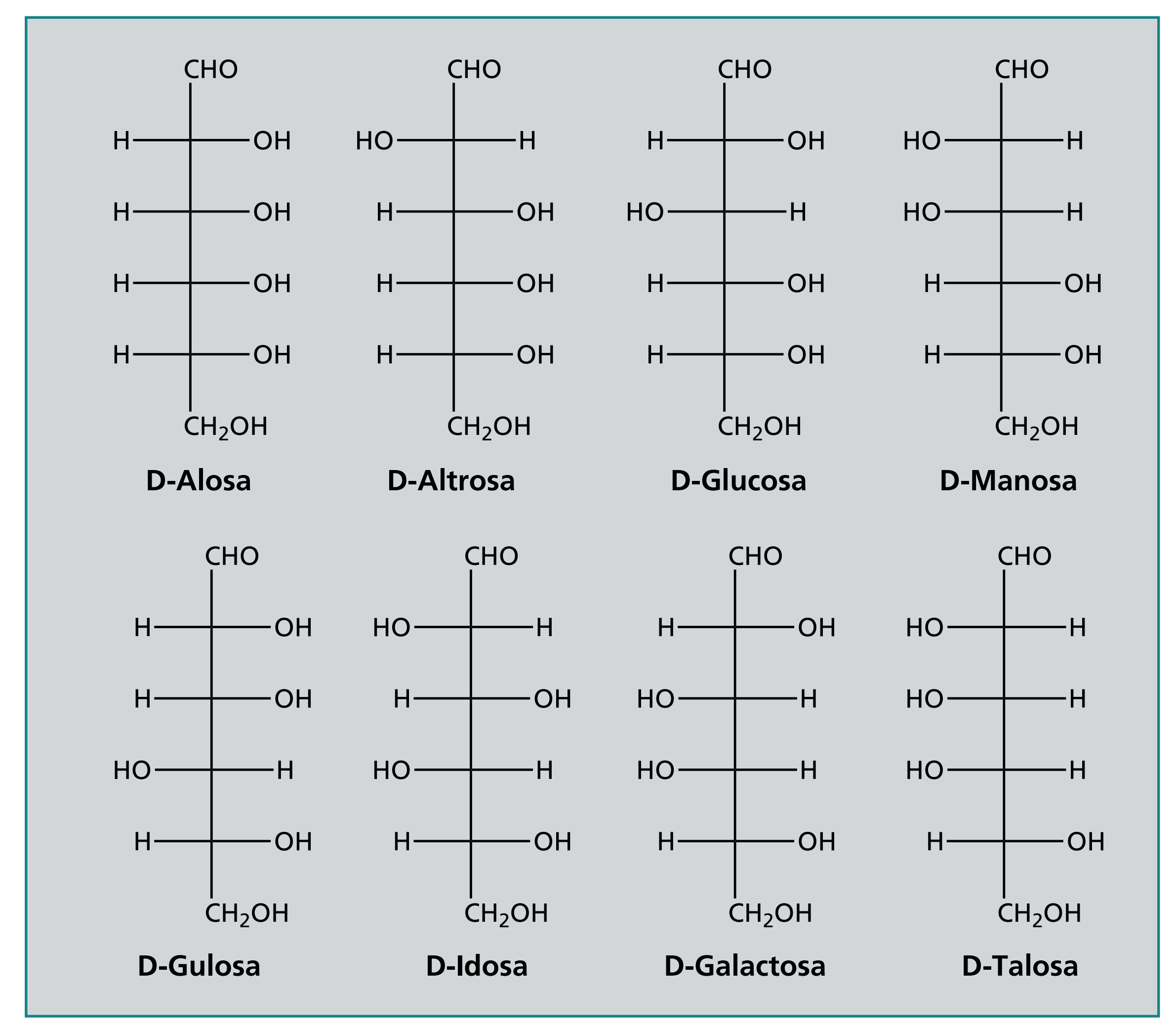


Figura 9. Estructura de aldohexosas de la serie D (D-aldohexosas).

La mayoría de los monosacáridos sintetizados por los organismos vivos son isómeros D debido a la especificidad de las enzimas que los sintetizan.

2.2. Formación de azúcares ciclicos

El grupo carbonilo, dada su alta reactividad, interacciona con los grupos alcohol de una misma molécula, produciendo *enlaces hemiacetales* intramoleculares que originan azúcares cíclicos. Estas formas cíclicas de los monosacáridos generalmente se encuentran en equilibrio con la cadena abierta (Figura 10).

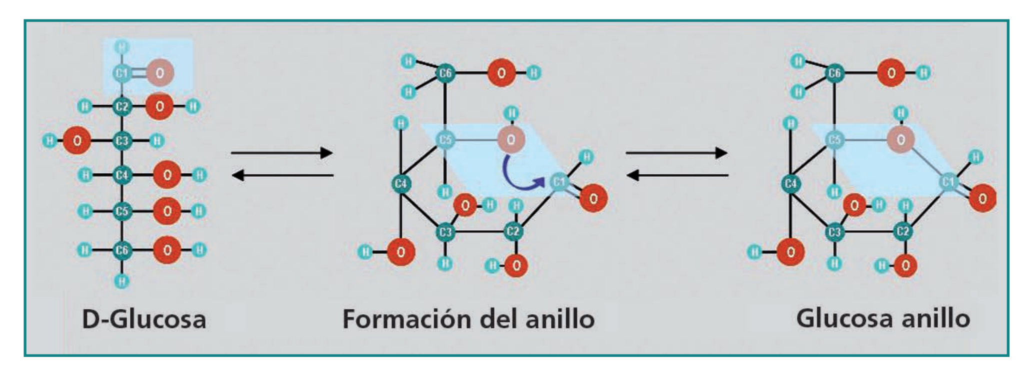


Figura 10. Formación de un azúcar cíclico (glucosa).

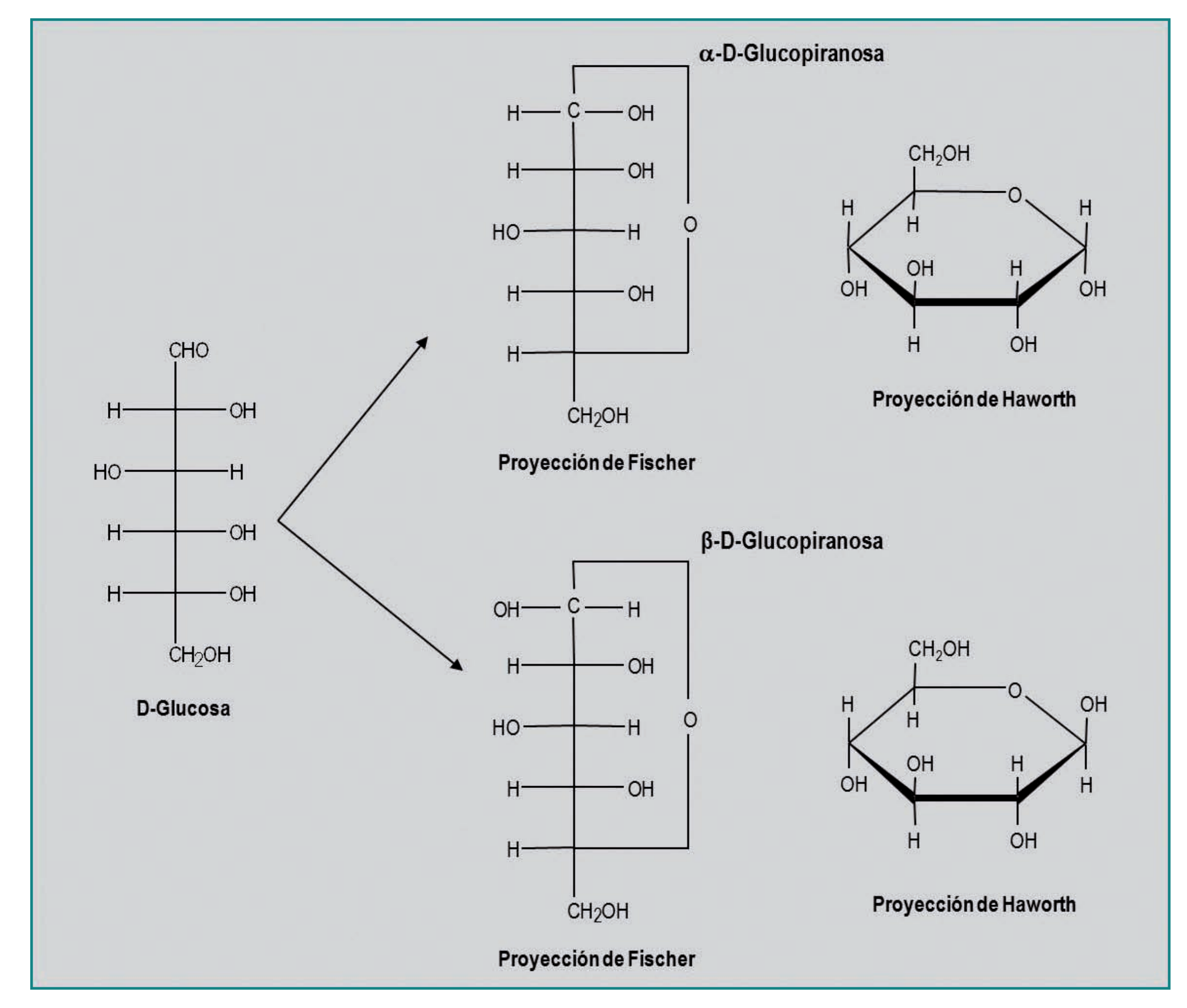


Figura 11. Estructura de la D- glucosa y las dos posibles estructuras que adopta cuando se convierte a la forma cíclica, los isómeros α y β, representados mediante la proyección de Fischer y la de Haworth.

Durante la conversión de la forma lineal abierta a la forma cíclica el átomo de carbono conteniendo el oxígeno carbonilo (carbono anomérico) se transforma en un centro quiral con dos posibles configuraciones (isómeros ópticos llamados anómeros, alfa y beta). La única diferencia en los dos anillos es la posición del grupo hidroxilo unido al átomo de carbono 1. En la proyección de Haworth es válida, en general, la regla de que el grupo OH se encuentra por debajo/encima del plano del anillo en los anómeros α/β de la serie D y por encima/debajo en la serie L (Figura 11, página 1004).

2.3. Formación del enlace glucosídico

El enlace glucosídico se forma entre el hidroxilo (este aporta un -H) del carbono 1 del primer monosacárido y el -OH del carbono 2, 3 ó 4 del segundo monosacárido formando una molécula de agua, según la reacción:

$$nC_6H_{12}O_6 - (n\text{-}1)H_2O \rightarrow C_{6n}H_{10n+2}O_{5n+1}$$

Los enlaces resultantes serán alfa (α) o beta (β) según la posición del -OH en el primer azúcar, por lo que hay tres tipos más de enlace glucosídico: α -1.4, α -1.6 y β-1.4. La Figura 12 muestra la formación de estos tres tipos de enlace, tomando como monosacárido ejemplo la molécula de glucosa.

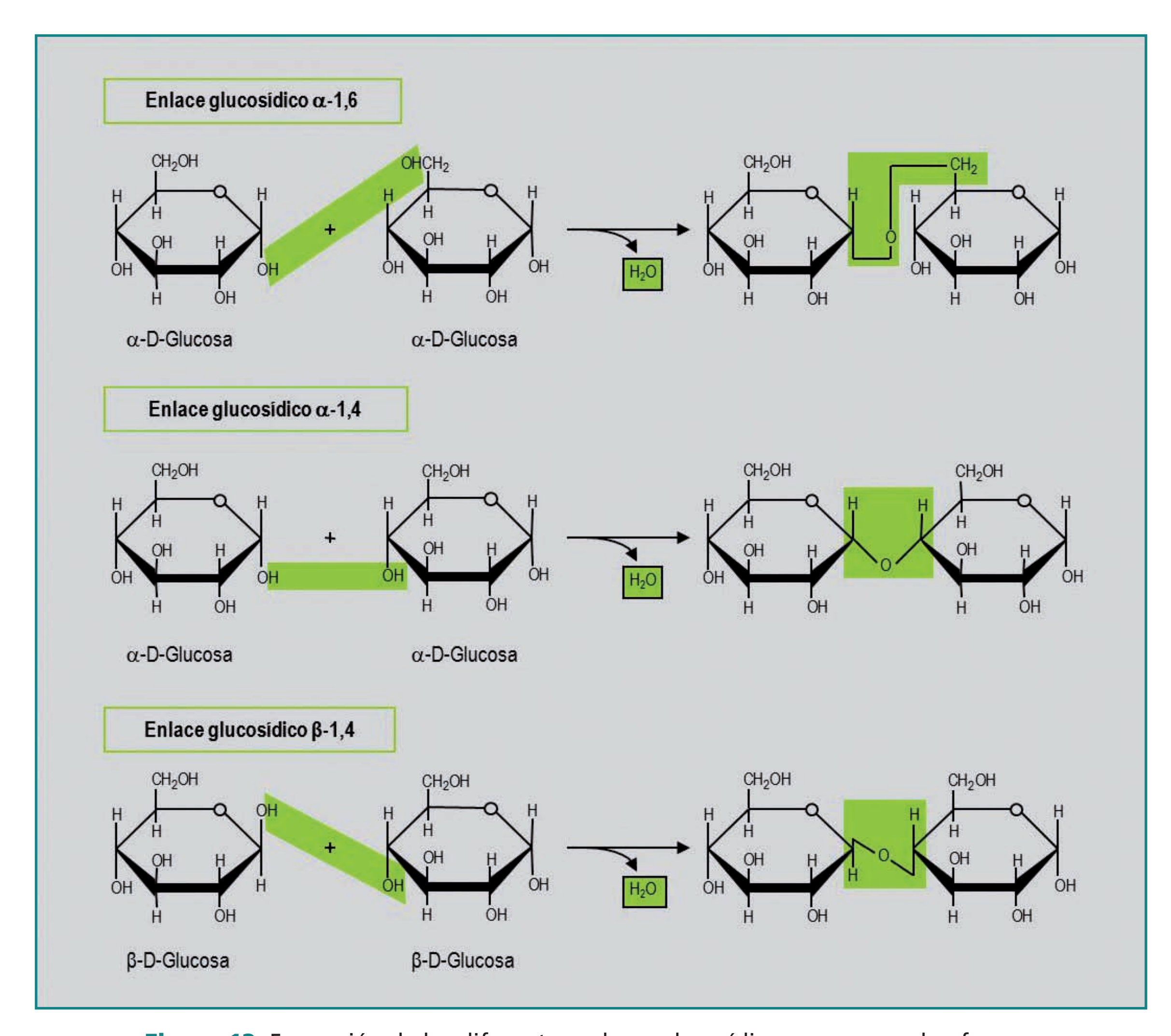
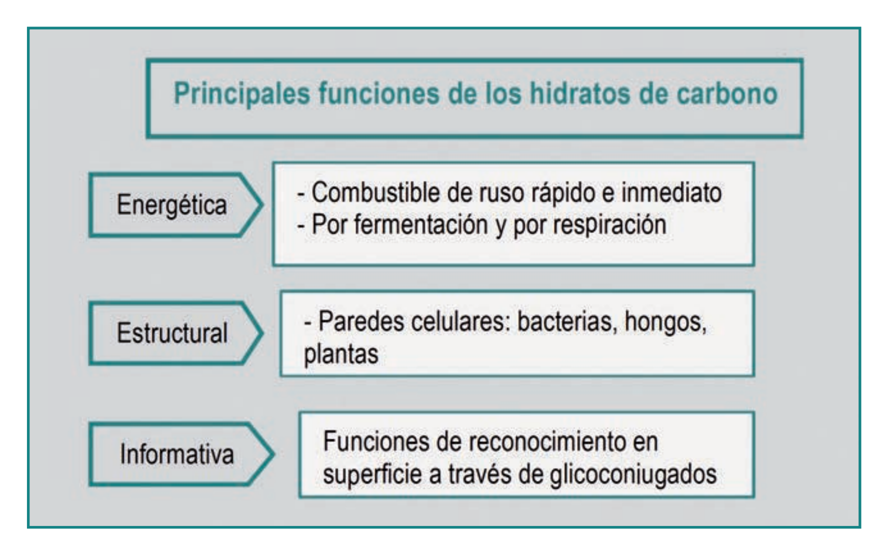


Figura 12. Formación de los diferentes enlaces glucosídicos que se pueden formar entre dos moléculas de glucosa.

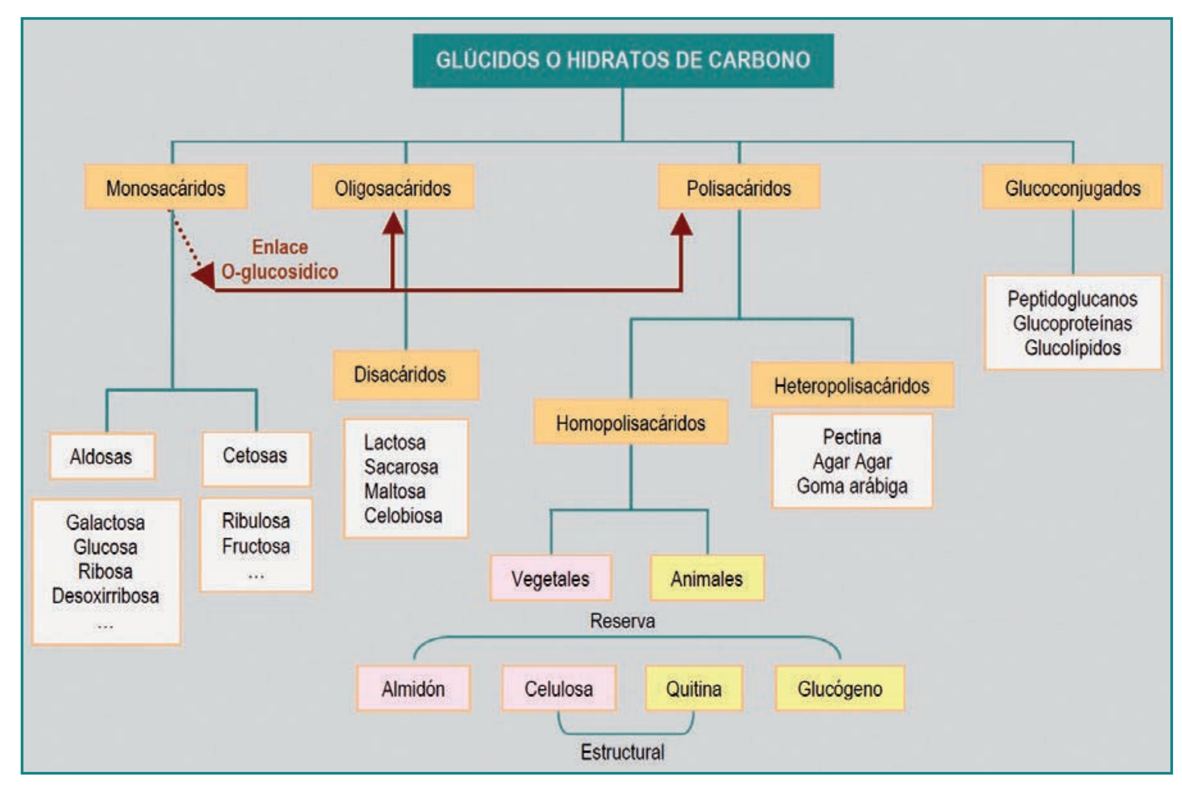
2.4. Funciones de los hidratos de carbono

Los hidratos de carbono, los compuestos más abundantes de los seres vivos, desempeñan dos funciones principales: una como material de sostén (principalmente la celulosa) y la segunda como fuente de energía de los organismos vivos. El Esquema 2 recoge las principales funciones de los hidratos de carbono.



Esquema 2. Principales Funciones de los Hidratos de Carbono.

Para finalizar esta sección dedicada a los hidratos de carbono, se incluye en el Esquema 3 una clasificación de los hidratos de carbono en función del número de sacáridos que los constituyen, incluyendo algunos ejemplos.



Esquema 3. Clasificación de los glúcidos o hidratos de carbono, en función del número de sacáridos que los constituyen. Los monosacáridos se unen mediante enlace glucosídico formado oligosacáridos y polisacáridos.

3. AMINOÁCIDOS Y PROTEÍNAS

3.1. Aminoácidos

Un aminoácido es una biomolécula orgánica formada por un carbono unido a un grupo carboxil o un grupo amino, un hidrógeno y una cadena R de composición variable según la cual se conocen 20 tipos de aminoácidos diferentes (Figura 13). En los aminoácidos naturales, el grupo amino y el grupo carboxilo se unen al mismo carbono que recibe el nombre de alfa asimétrico. Por tanto, los aminoácidos naturales son α-aminoácidos, compuestos cuyas moléculas contienen un grupo amino, $-NH_2$, y un grupo carboxilo, -COOH, unidos al mismo átomo de carbono, llamado carbono α. Como el carbono α es asimétrico, son posibles dos isómeros ópticos de cada uno de ellos.

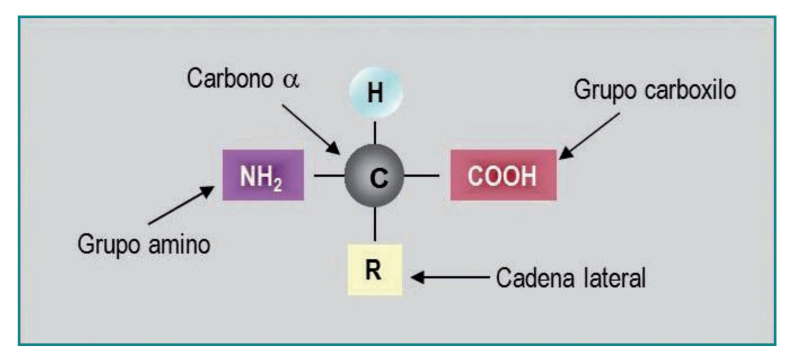


Figura 13. Representación esquemática de un aminoácido.

La presencia en la misma molécula de un grupo ácido (-COOH) y otro básico ($-NH_2$) hace fácil la transferencia interna de un H^+ de uno a otro (Figura 14). Los aminoácidos se encuentran en forma de sales internas con estructura de doble ión o ión dipolar, que explica la buena solubilidad en agua. A pH 7 tanto el grupo amino como el carboxilo están ionizados.

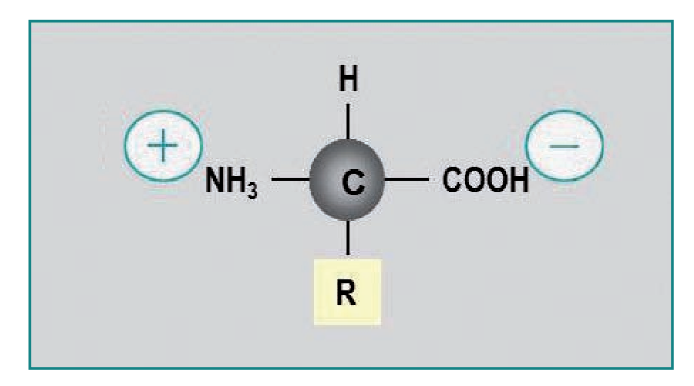


Figura 14. Los aminoácidos adquieren estructura de doble ión o ión molecular.

Como estos dos grupos poseen H en sus estructuras químicas, son grupos susceptibles a cambios de pH, por eso, en el pH de la célula, prácticamente ningún aminoácido se encuentra de esa forma, sino que se encuentra ionizado. Los aminoácidos a pH bajo se encuentran mayoritariamente en su forma catiónica (con carga positiva), y a pH alto se encuentran en su forma aniónica (con carga negativa). Sin embargo, existe un pH específico para cada aminoácido, donde la carga positiva

y la carga negativa se encuentran en equilibrio, en un estado neutro. En éste estado se dice que el aminoácido se encuentra en su forma de **Zwitterion**. Los aminoácidos son anfóteros.

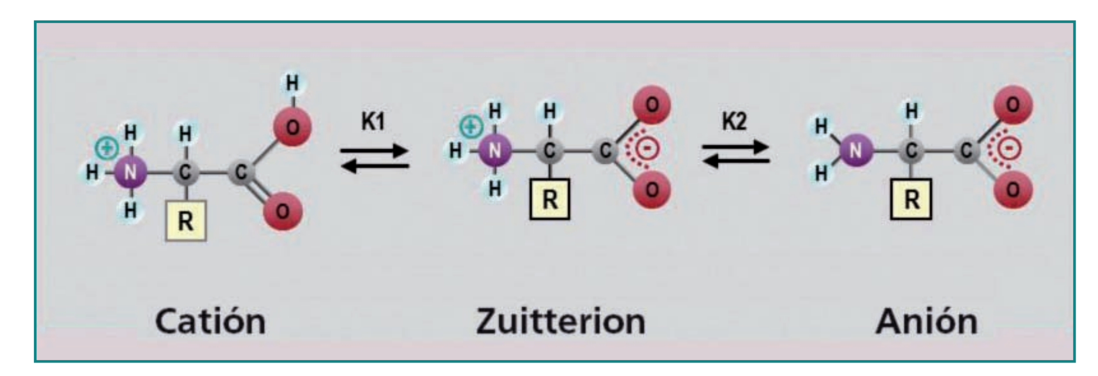


Figura 15. Formas catiónica, neutra (zuitterion) y aniónica de los aminoácidos.

Dos aminoácidos pueden unirse entre sí formando un *dipéptido*. Siguiendo este proceso de condensación se forma un polipéptido, y por último una proteína.

3.2. Clasificación de los aminoácidos

Según su existencia en el ser humano

Los aminoácidos que un organismo no puede sintetizar y, por tanto, tienen que ser suministrados con la dieta se denominan **aminoácidos esenciales**; y aquellos que el organismo puede sintetizar se llaman **aminoácidos no esenciales**.

Según los grupos funcionales que aporta la cadena R

Aminoácidos apolares → Con grupos R no polares o hidrofóbicos. Menos solubles en agua que los aminoácidos con grupos R polares. Entre estos se puede distinguir:

— Apolares alifáticos → Cadena R de naturaleza alifática.

— Apolares aromáticos → Cadena R de naturaleza aromática.

Aminoácidos con grupos R polares sin carga → Sus grupos R contienen grupos funcionales polares neutros que pueden establecer enlaces de hidrógeno con otros grupos polares (ej. el agua). Relativamente más solubles en el agua que los aminoácidos anteriores.

Aminoácidos con grupos R polares con carga → La cadena R contiene grupos polares cargados.

— Ácidos → La cadena R aporta grupos carboxilo cargados negativamente (aniónicos).

— Básicos → La cadena R aporta grupos amino cargados positivamente (catiónicos).

En la Tabla 1 se muestran los veinte aminoácidos existentes, su nombre y abreviatura, su fórmula molecular y alguna de sus características más importantes.

Tabla 1. Aminoácidos existentes, denominación, fórmula molecular y características más relevantes

Nombre	Abreviatura	Fórmula	Características
Glicina	Gly	H_2NCH_2COOH	Neutro
Alanina	Ala	$CH_3CH(NH_2)COOH$	Neutro, alifático
Valina	Val	$(CH_3)_2CHCH(NH_2)COOH$	Neutro, alifático
Leucina	Leu	$(CH_3)_2CHCH_2(CH_3)CH(NH_2)COOH$	
Isoleucina	Ileu	$CH_3CH_2CH(CH_3)CH(NH_2)COOH$	Neutro, alifático
Asparagina	Asn	$H_2NCOCH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, alifático
Fenilalanina	Phe	C_6H_5–$CH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, aromático
Serina	Ser	$OHCH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, alcohólico
Treonina	Thr	$CH_3CH(OH)CH(NH_2)COOH$	Neutro, alcohólico
Metionina	Met	$CH_3SCH_2CH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, con azufre
Cistina	CySSCy	$HOOCCH(NH_2)CH_2SSCH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, con azufre
Cisteína	Cys	$HSCH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, con azufre
Lisina	Lys	$H_2NCH_2CH_2CH_2CH_2CH(NH_2)COOH$	Básico, alifático
Ac. aspártico	Asp	$HOOCCH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, alifático
Ac. glutámico	Glu	$HOOCCH_2CH_2CH(NH_2)COOH$	Ácido, alifático
Arginina	Arg	$HN{=}C(NH_2)NH(CH_2)_3CH(NH_2)COOH$	Básico, alifático
Tirosina	Tyr	HO–C_6H_4–$CH_2CH(NH_2)COOH$	Neutro, fenólico
Prolina	Pro	(pirrolidina, NH)–COOH	Neutro, heterocíclico
Triptófano	Try	(indol, NH)–CH_2–CH(NH_2)–COOH	Neutro, heterocíclico
Histidina	His	(imidazol, N, NH)–CH_2–CH(NH_2)–COOH	Básico, heterocíclico

Según su actividad óptica

Los aminoácidos, excepto la glicina, tienen el carbono α-asimétrico, lo que les confiere **actividad óptica,** es decir, desvían el plano de polarización cuando un rayo de luz polarizada se refracta en la molécula:

— Si desvían el plano a la derecha → Se denominan **dextrógiros.**

— Si desvían el plano a la izquierda → Se denominan **levógiros.**

Independiente de las formas dextrógira o levógira, cada aminoácido puede presentar configuración D ó L dependiendo de la posición del grupo amino en el plano:

— **Configuración L** → Si está a la izquierda según la representación de Fischer.

— **Configuración D** → Si está a la derecha según la representación de Fischer.

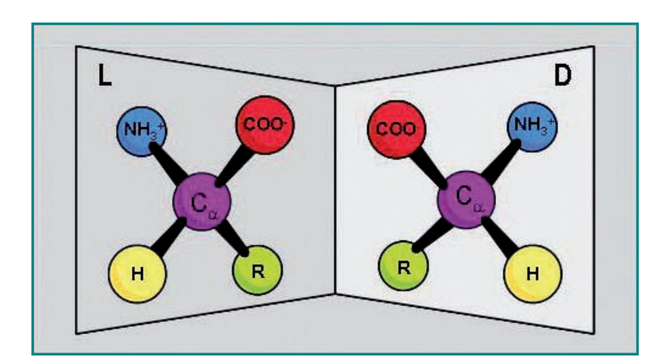


Figura 16. Formas L- y D- de un aminoácido.

Existe una «Regla» para distinguir un aminoácido D- de un aminoácido L-, debemos fijarnos en el carbono α, que tiene cuatro sustituyentes formando un tetraedro. Hay que identificar el hidrógeno unido directamente a este carbono. Orientamos este hidrógeno en el espacio, de modo que quede frente a nosotros y exactamente encima del carbono α. Tendremos los tres átomos restantes que se unen al carbono α distribuidos en un triángulo: el grupo carbonilo (CO), el nitrógeno amínico (N) y el grupo R (Figura 17).

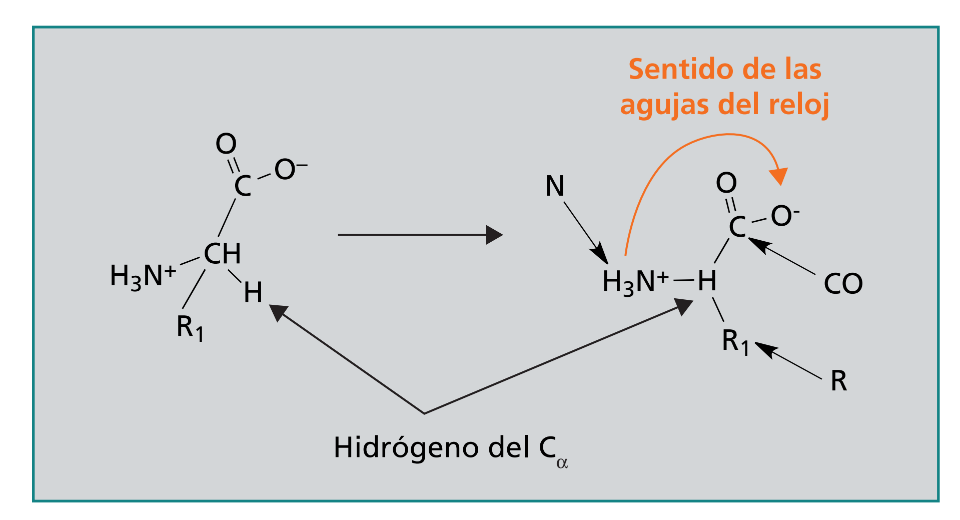


Figura 17. Regla para diferenciar un aminoácido D y L.

Si leemos el orden de estos átomos, comenzando por el carbonilo y siguiendo la dirección de las manecillas del reloj se formara la palabra:

— CORN → aminoácido L
— CONR → aminoácido D

3.3. Proteínas

Las proteínas son biopolímeros compuestos por aminoácidos unidos por enlace peptídico (los polímeros son moléculas compuestas por unidades repetidas de sus bloques estructurales, y los biopolímeros son polímeros que se encuentran en los seres vivos). La Figura 18 muestra la representación de una cadena de aminoácidos, en definitiva, una proteína, en la que cada color representa un aminoácido diferente.

Las proteínas se forman por la unión de aminoácidos, es decir son poliamidas de los α-aminoácidos. Cuando las proteínas se calientan en disolución ácida sufren una reacción de hidrólisis y se rompen, dando origen a los aminoácidos constituyentes.



Figura 18. Representación de una proteína. Cada color representa un aminoácido.

Los aminoácidos se unen entre sí mediante **enlaces peptídicos,** que son enlaces covalentes que se establecen entre el grupo carboxilo de un aminoácido y el grupo amino del siguiente, dando lugar al desprendimiento de una molécula de agua (Figura 19).

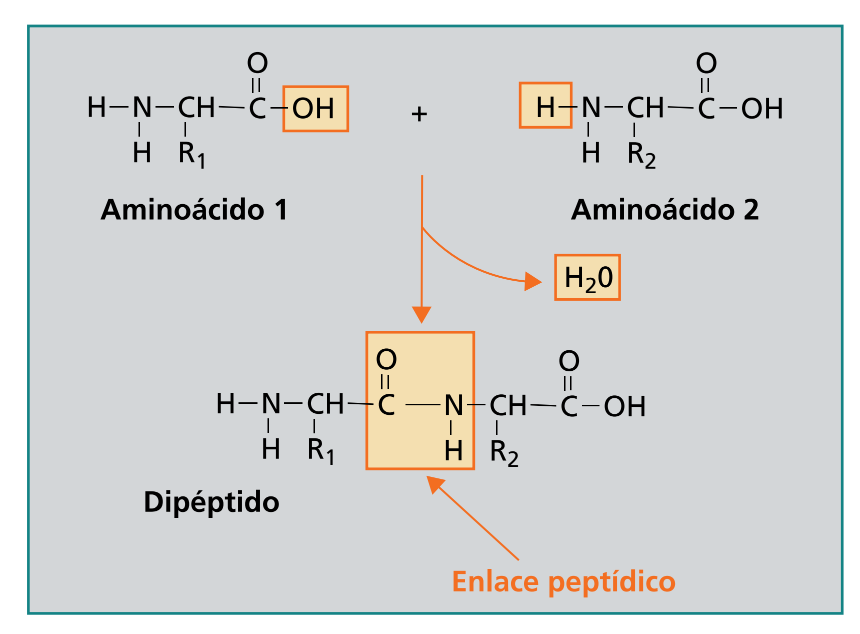


Figura 19. Reacción de formación de un enlace peptídico.

El enlace peptídico es un enlace muy fuerte y resistente que se comporta como un doble enlace y no permite el giro (Figura 20).

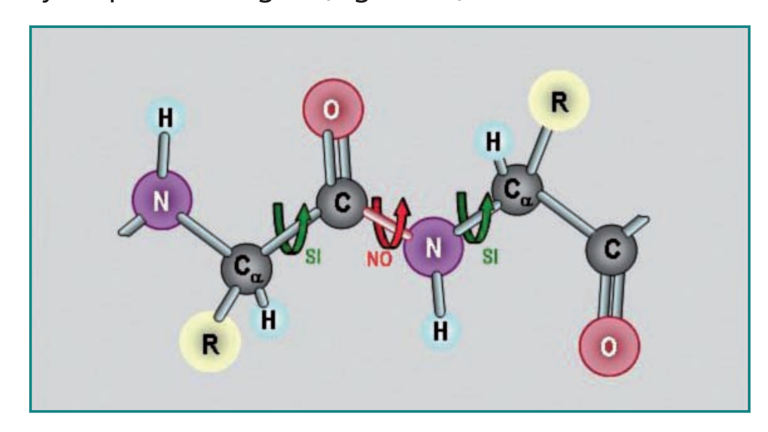


Figura 20. Representación de dos aminoácidos unidos mediante enlace peptídico. Este enlace (rojo) no permite el giro de los átomos a su alrededor.

En los seres vivos se encuentran 20 aminoácidos con los que se pueden formar cientos de proteínas diferentes, al alterar su secuencia lineal. De estos, únicamente uno de ellos no posee cadena lateral (Figura 21). Diez de estos aminoácidos no pueden ser fabricados por nuestras células, por lo cual deben consumirse con los alimentos y se llaman ***aminoácidos esenciales.***

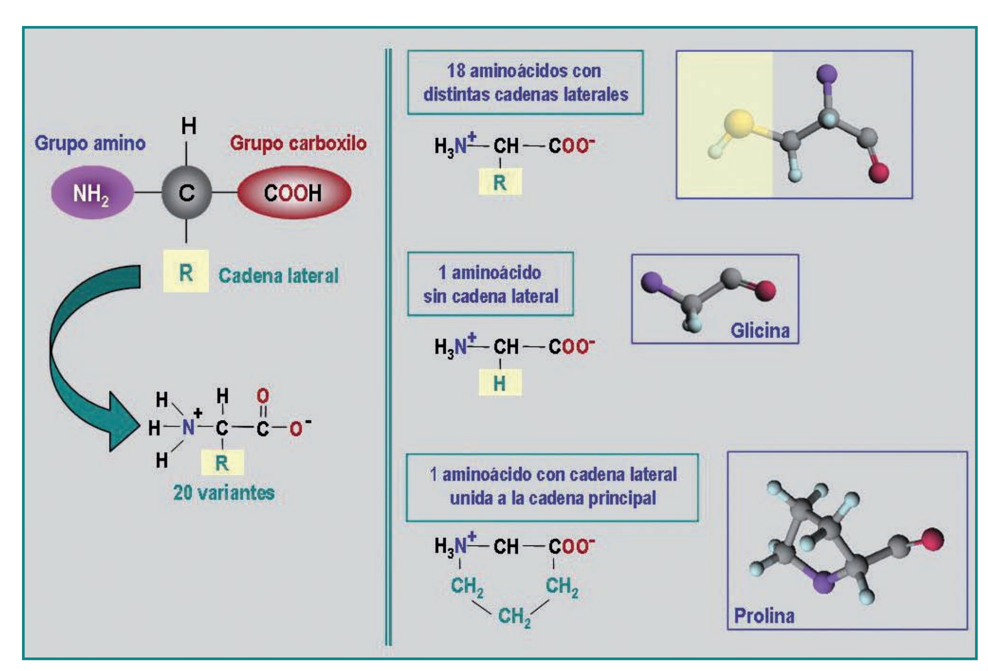


Figura 21. Fórmula general de un aminoácido, y diferentes tipos, en función de su cadena lateral R.

Para denominar los péptidos se utilizan prefijos convencionales. Pueden ser:

— **Oligopéptidos** → Si el número de aminoácidos es menor de 10. Por ejemplo:

Dipéptidos: Número de aminoácidos = 2

Tripéptidos: Número de aminoácidos = 3

Tetrapéptidos: Número de aminoácidos = 4

— **Polipéptidos o cadenas polipeptídicas** → Si el número de aminoácidos es mayor de 10.

En la representación de la Figura 22 podemos ver el seguimiento de la formación de un tetrapéptido constituido por los aminoácidos metionina, alanina, leucina y triptófano.

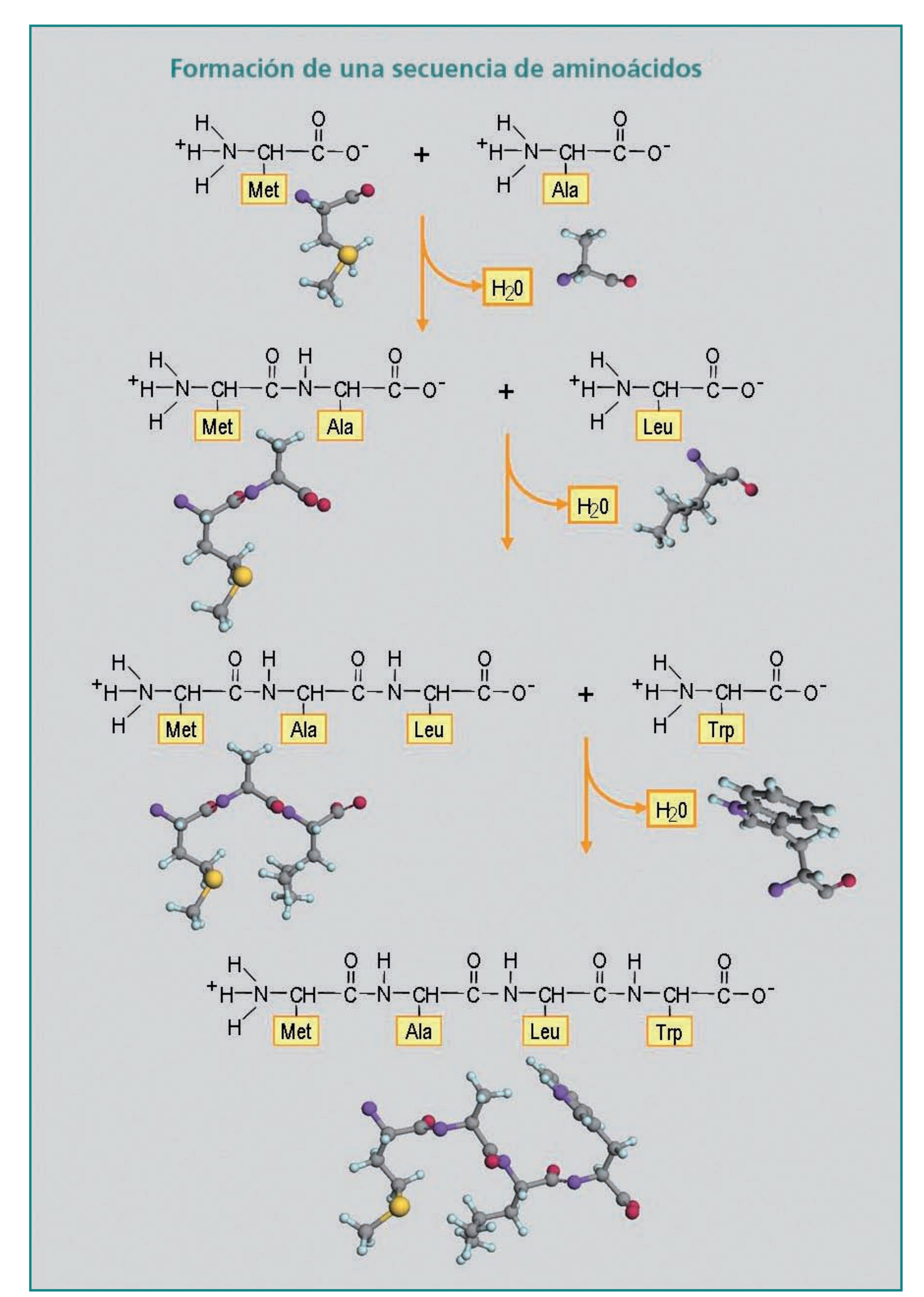


Figura 22. Secuencia de aminoácidos, que constituyen un tetrapéptido.

3.3.1. Estructura de las proteínas

La organización de una proteína viene definida por cuatro niveles estructurales denominados: estructura primaria, estructura secundaria, estructura terciaria y estructura cuaternaria. Cada una de estas estructuras informa de la disposición de

la anterior en el espacio. Lo más característico de una molécula de proteína son los aminoácidos que la forman y su ordenación relativa o secuencia.

— La ***estructura primaria*** es la secuencia de aminoácidos de la proteína. Nos indica qué aminoácidos componen la cadena polipeptídica y el orden en que dichos aminoácidos se encuentran (Figura 23). La función de una proteína depende de su secuencia y de la forma que ésta adopte.

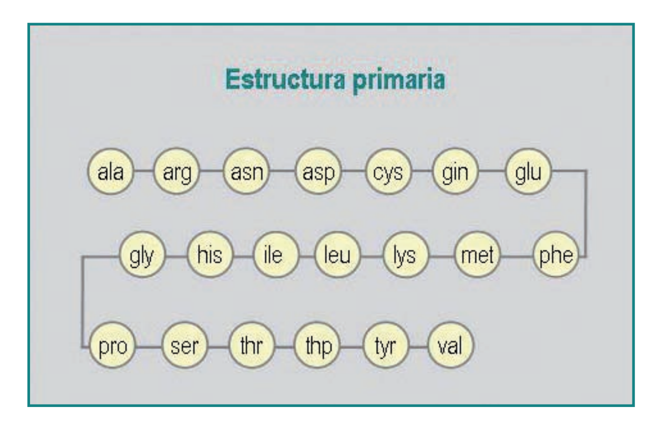


Figura 23. Estructura primaria de una proteína.

— La ***estructura secundaria*** es la disposición de la secuencia de aminoácidos en el espacio. Los aminoácidos, a medida que van siendo enlazados durante la síntesis de proteínas y gracias a la capacidad de giro de sus enlaces, adquieren una disposición espacial estable, la estructura secundaria, que se debe a la formación de enlaces de hidrógeno entre el –C=O de un aminoácido y el –NH- del cuarto aminoácido que le sigue.

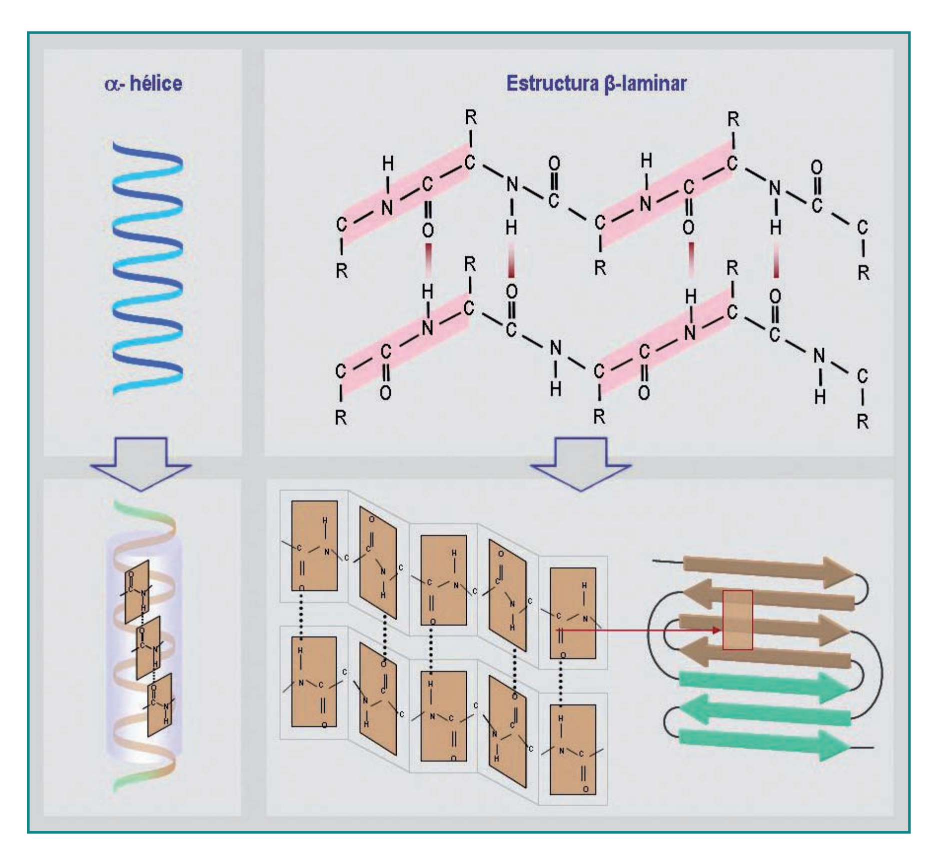


Figura 24. Estructura secundaria de una proteína (disposición en α-hélice y β-laminar).

Existen dos tipos de estructura secundaria:

- La α**(alfa)-hélice.**
- La **conformación** β **(beta).** En esta disposición los aminoácidos no forman una hélice sino una cadena en forma de zigzag, denominada disposición en lámina plegada (Figura 24, página 1014).

— La *estructura terciaria* informa sobre la disposición de la estructura secundaria de un polipéptido al plegarse sobre sí misma originando una conformación globular (Figura 25). Esta conformación globular facilita la solubilidad en agua y así realiza funciones de transporte, enzimáticas, hormonales, etc. Se mantiene estable gracias a la existencia de enlaces entre los **radicales R** de los aminoácidos. Aparecen varios tipos de enlaces: puente disulfuro, puentes de hidrógeno, puentes eléctricos e interacciones hidrófobas (Figura 26). En definitiva, es la estructura primaria la que determina cuál será la secundaria y por tanto la terciaria.

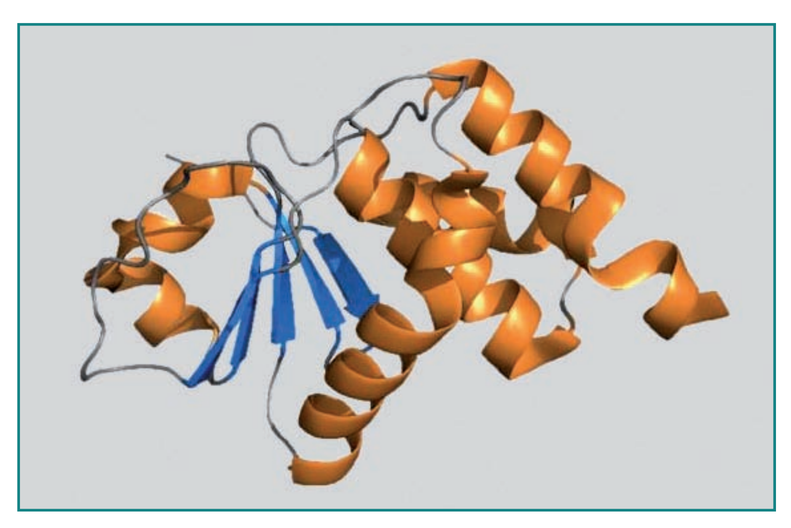


Figura 25. Estructura terciaria de una proteína. Adquiere una configuración globular al replegarse sobre sí misma. Existen tramos rectilíneos que presentan estructura secundaria en hélice-α o en conformación β; en la mayoría de las proteínas estudiadas coexisten zonas con uno y otro tipo de estructura.

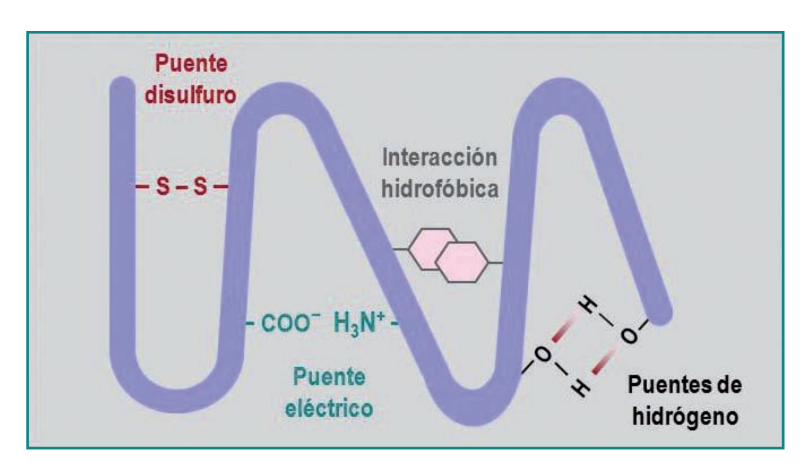


Figura 26. Diferentes tipos de enlace que se establecen en la estructura terciaria de una proteína.

— La *estructura cuaternaria* informa de la unión, mediante enlaces débiles (no covalentes), de varias cadenas polipeptídicas con estructura terciaria, para

formar un complejo proteico (Figura 27). Cada una de estas cadenas polipeptídicas recibe el nombre de protómero.

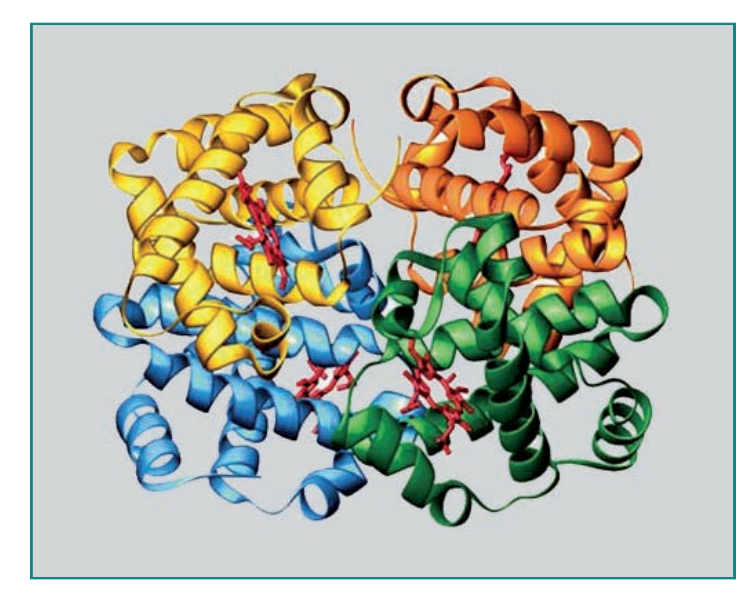


Figura 27. Estructura cuaternaria de la hemoglobina.

Existen ciertas propiedades, sobre todo de tipo biológico, para cuya interpretación se requiere conocer también la conformación espacial de la proteína. Mediante estudios de rayos X se ha llegado a la conclusión de que la mayoría de las proteínas adoptan una disposición en forma de hélice. Como una hélice es una estructura bastante extendida, lo más frecuente es que se encuentre replegada sobre sí misma. Cada proteína se repliega de una forma característica y esto condiciona de modo decisivo su actividad biológica, particularmente como enzimas.

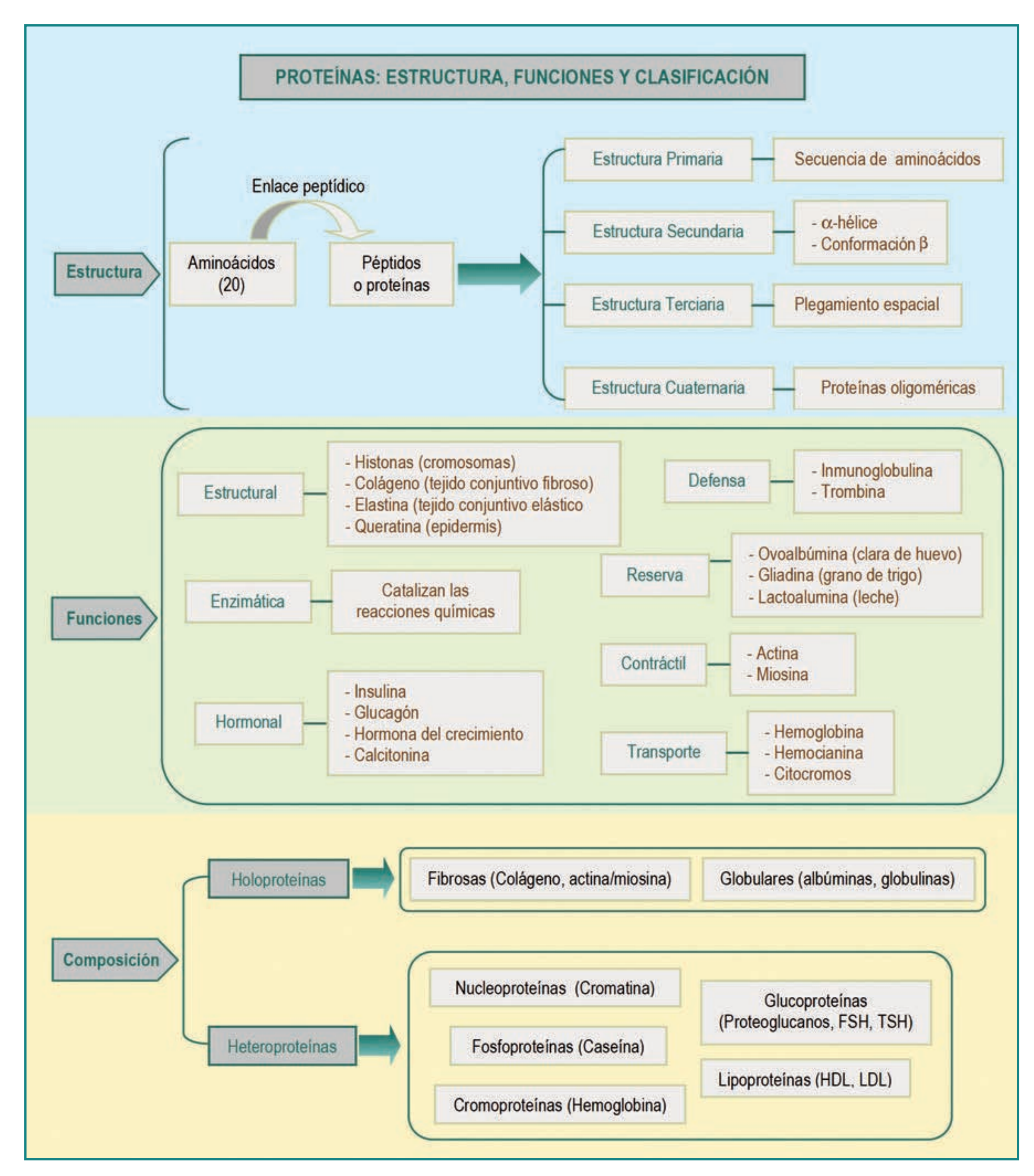
3.3.2. Funciones de las proteínas

Las proteínas son los materiales que desempeñan un mayor número de funciones en las células de todos los seres vivos. Por un lado, forman parte de la estructura básica de los tejidos (músculos, tendones, piel, uñas, etc.) y, por otro, desempeñan funciones metabólicas y reguladoras (asimilación de nutrientes, transporte de oxígeno y de grasas en la sangre, inactivación de materiales tóxicos o peligrosos, etc.). También son los elementos que definen la identidad de cada ser vivo, ya que son la base de la estructura del código genético (ADN) y de los sistemas de reconocimiento de organismos extraños en el sistema inmunitario.

Cada proteína lleva a cabo una determinada función porque posee una determinada estructura primaria y una conformación espacial propia. El cambio en la estructura de la proteína da lugar a pérdida de la función.

No todas las proteínas son iguales en todos los organismos, lo que se pone de manifiesto en el rechazo de órganos transplantados. La semejanza entre proteínas es un grado de parentesco (árboles filogenéticos).

En el esquema 4 se presenta una clasificación de las proteínas en función de su estructura, función y composición. Además, se incluyen algunos ejemplos.



Esquema 4. Clasificación de las proteínas en función de su estructura, funciones y composición.

4. ÁCIDOS NUCLEICOS

Los ácidos nucleicos son portadores y transmisores de los caracteres hereditarios, es decir, son las moléculas responsables de la herencia, y su unidad básica se denomina **nucleótido**. Los ácidos nucleicos son polinucleótidos, es decir, polímeros resultantes de la unión mediante **enlace fosfodiéster** de un número variable de **nucleótidos**, unidades monoméricas básicas. Son compuestos de elevado peso molecular, por ello son macromoléculas.

Cada nucleótido incluye tres estructuras básicas que se repiten: una base nitrogenada, un azúcar y un grupo fosfato. La Figura 28 muestra la estructura de un nu-

cleótido, y en la Figura 29 puede observarse un ácido nucleico, resultante de la unión de varios nucleótidos.

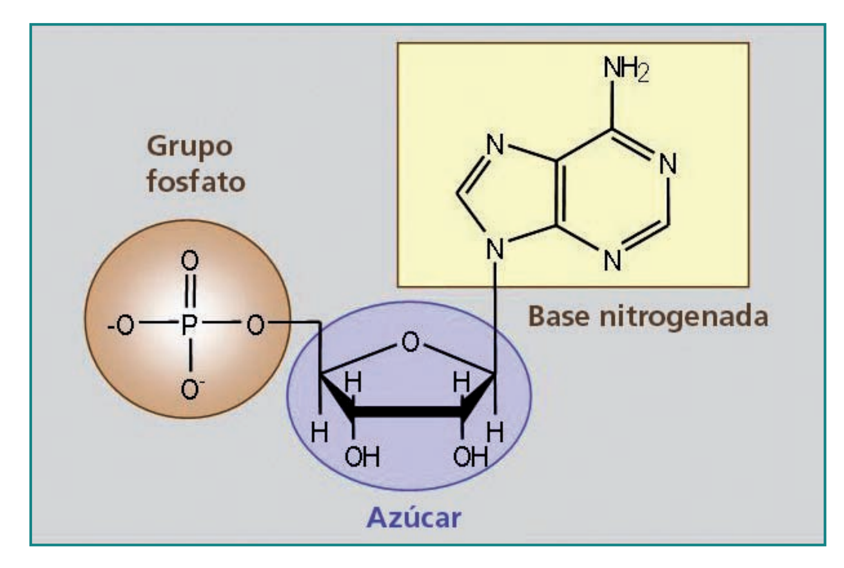


Figura 28. Estructura de un nucleótido.

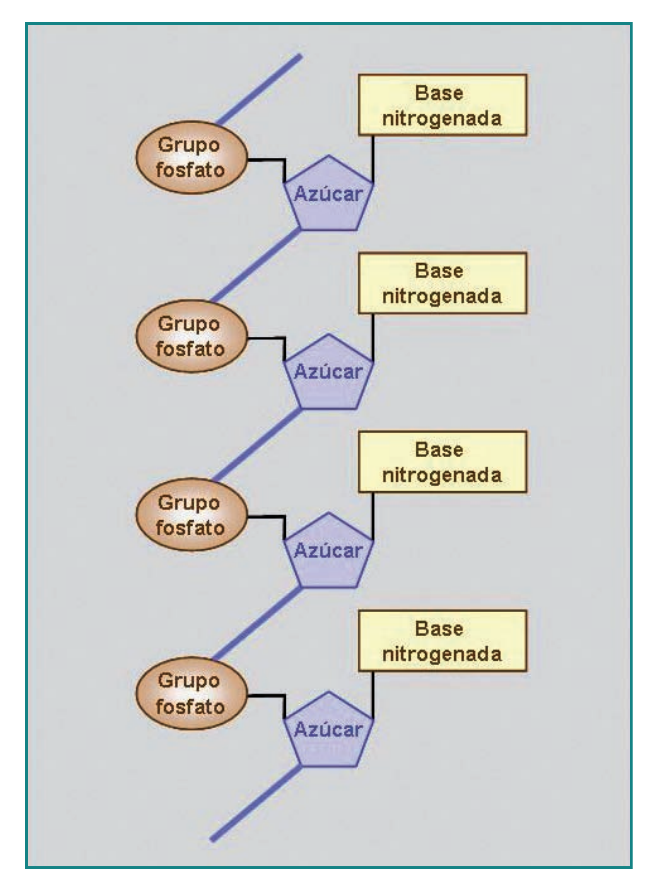


Figura 29. Estructura de un ácido nucleico, resultante de la unión de diferentes nucleótidos.

— **Bases nitrogenadas**: Moléculas orgánicas cíclicas con nitrógeno. Son cinco y se pueden clasificar en dos grupos (Figura 30):

- Bases nitrogenadas **púricas:** adenina y guanina.
- Bases nitrogenadas **pirimidínicas:** timina, citosina y uracilo.

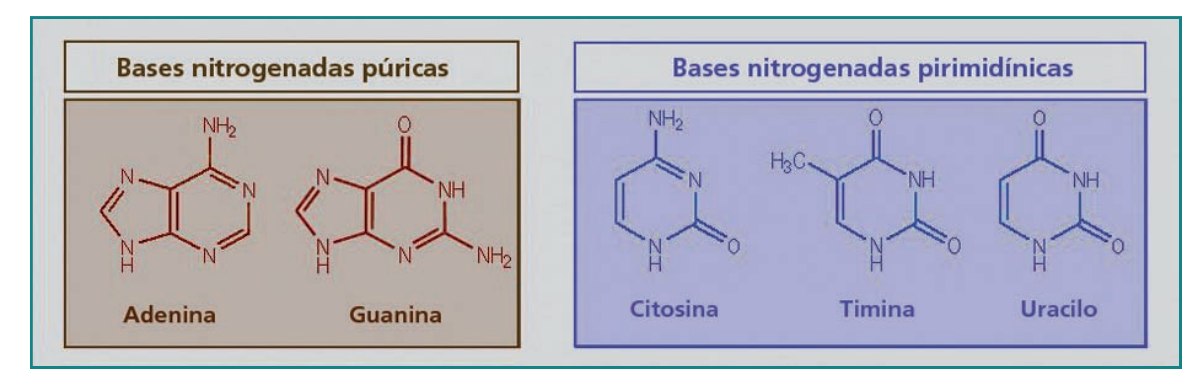


Figura 30. Estructura molecular de las bases nitrogenadas púricas y pirimidínicas.

— **Azúcar:** Es un monosacárido con 5 azúcares (pentosa), que puede tener dos variantes: la ribosa y la desoxiribosa. Si el azúcar es ribosa, el ácido nucleico se llama **ácido ribonucleico (ARN)**; si es desoxirribosa, se llama **ácido desoxirribonucleico (ADN)** (Figura 31)**.**

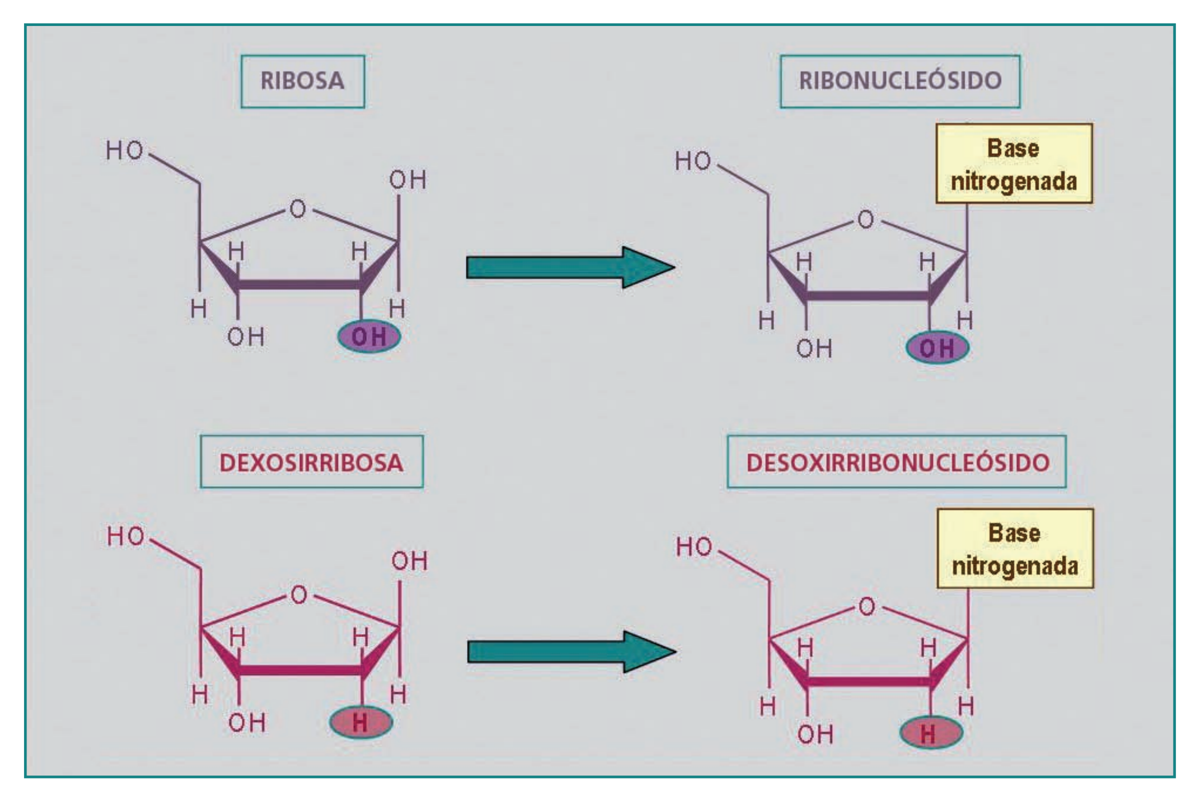


Figura 31. Estructura molecular de un ribonucleósido y un desoxirribonucleósido.

— **Grupo fosfato:** Es un derivado del ácido fosfórico (H_3PO_4) (Figura 32).

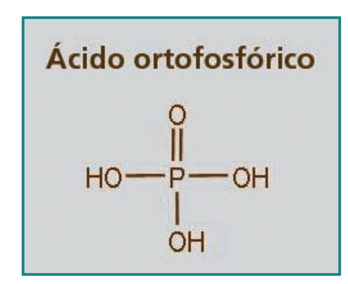


Figura 32. Representación molecular del ácido fosfórico u ortofosfórico.

En la cadena de un ácido nucleico se unen dos pentosas a través de una **unión *fosfodiéster***. Esta unión se hace entre el C-3´ de la pentosa, con el C-5´ de la segunda (Figura 33).

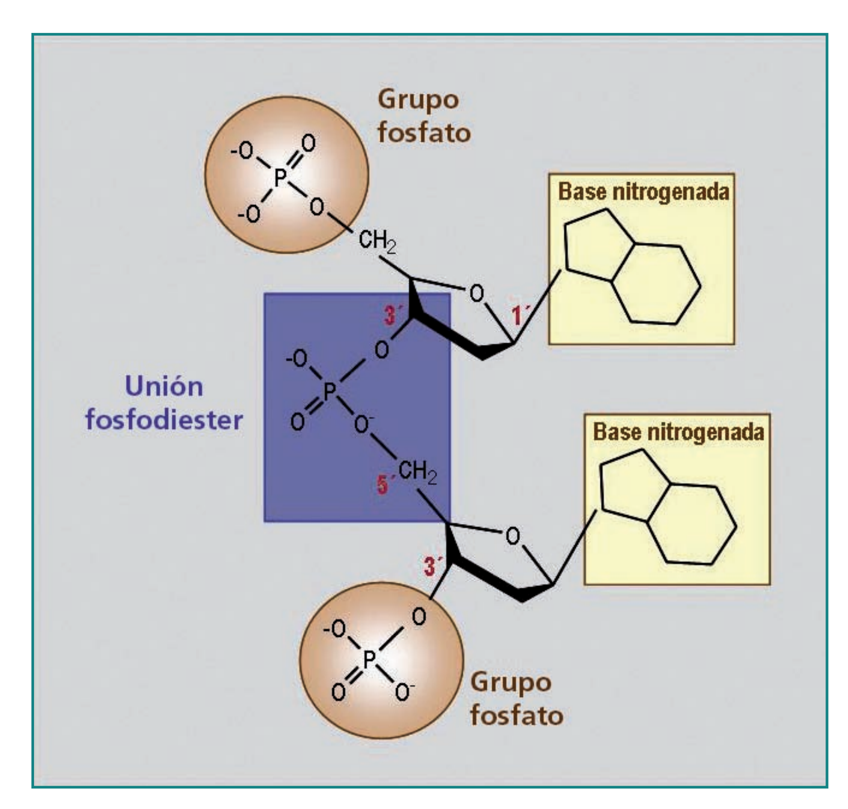


Figura 33. Representación de una unión fosfodiester.

La unidad más simple formada por los tres bloques se llama **nucleótido**. Tres nucleótidos forman un *gen*. El compuesto heterocíclico nitrogenado (base nitrogenada) junto con la pentosa forma un **nucleósido** (Figura 34).

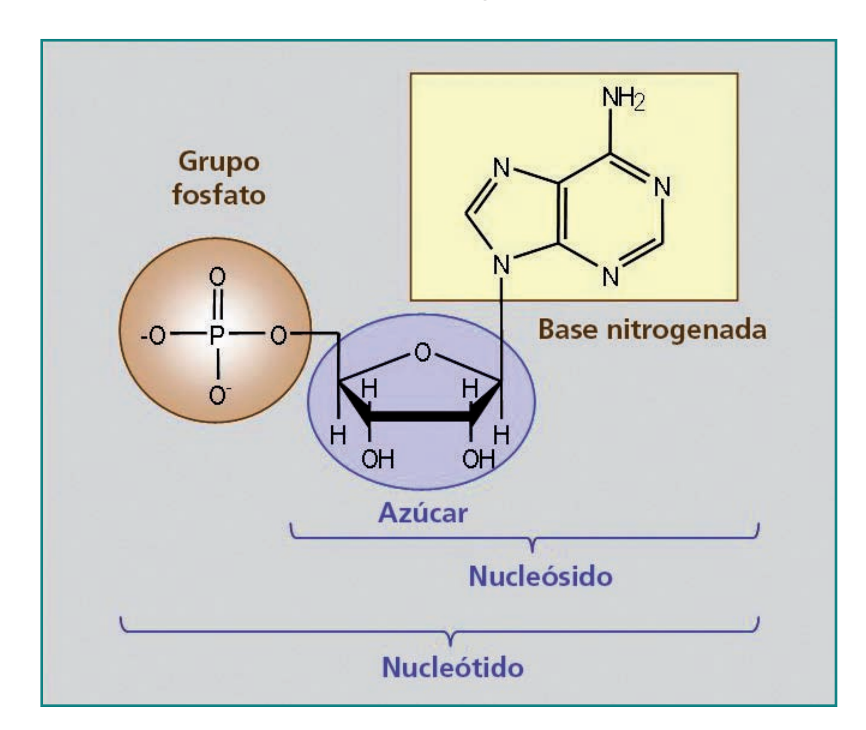


Figura 34. Representación de un nucleótido.

Como vimos anteriormente, las uniones entre nucleótidos se realizan mediante enlaces fosfodiéster. Dos nucleótidos están enlazados mediante una unión fosfato entre el grupo fosfato 5' de uno y el grupo hidroxilo 3' de otro. Las bases se unen al carbono 1' del azúcar. Por lo tanto, un ácido nucleico es un polinucleótido cuya estructura es la que se representa en la Figura 35.

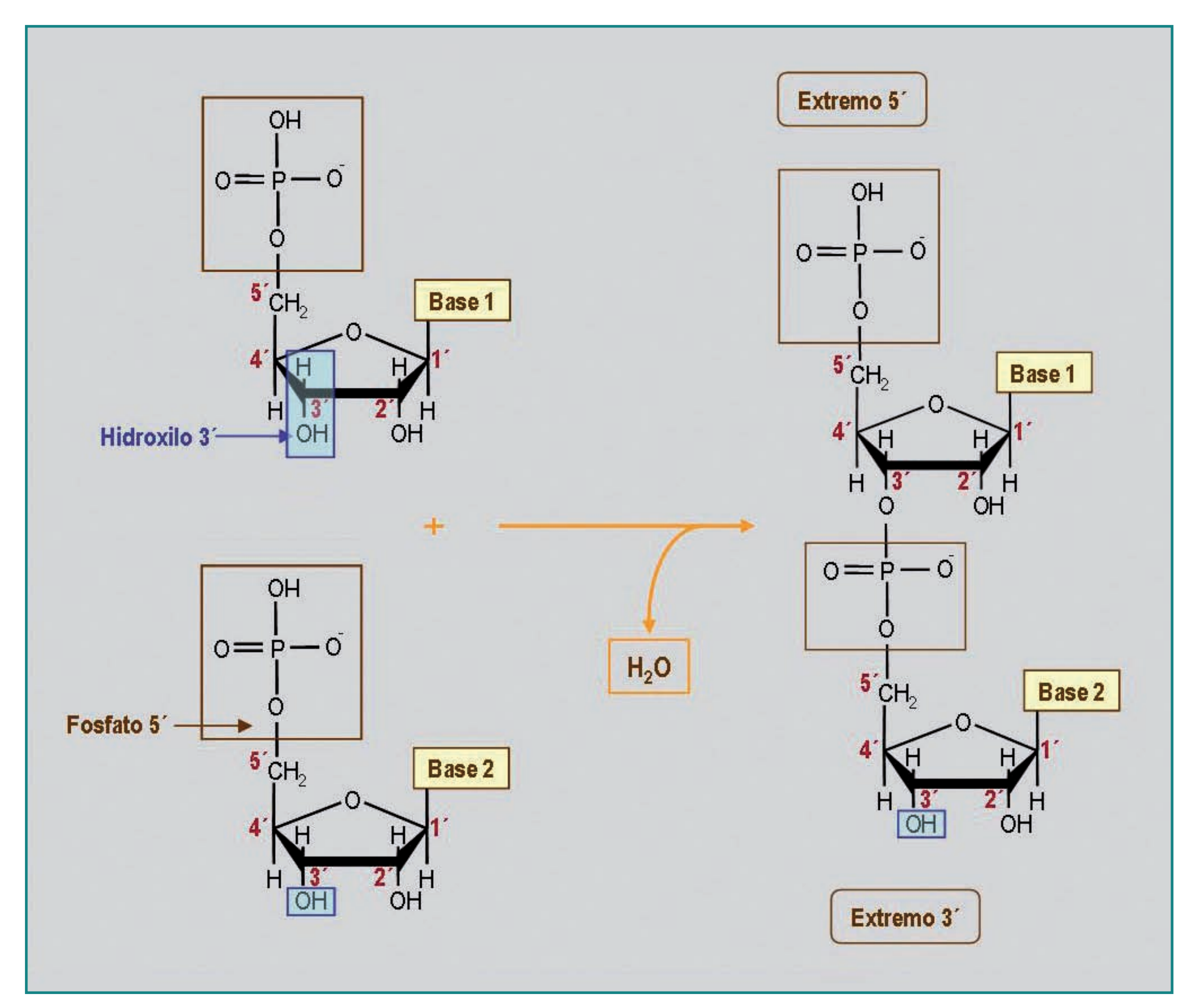


Figura 35. Representación de un polinucleótido: enlaces fosfodiéster entre nucleótidos.

4.1. ADN y ARN

El **ADN** está formado por dos cadenas muy largas de polinucleótidos unidas entre sí por puentes de hidrógeno específicos entre las bases nitrogenadas de las dos cadenas. Es precisamente la secuencia de las bases la que almacena la información genética. Las dos cadenas se encuentran dispuestas en una estructura helicoidal alrededor de un eje común por lo que recibe el nombre de **doble hélice** (Figura 36, página 1022).

Las bases nitrogenadas se encuentran acomodadas hacia el eje de la doble hélice, mientras que el azúcar y los fosfatos se encuentran orientados hacia el exterior de la molécula. Los nucleótidos se unen formando cadenas y las bases nitrogenadas se complementan, de tal forma que la Adenina (A) siempre se une a la Timina (T) y la Guanina (G) a la Citosina (C) (Figura 37, página 1022).

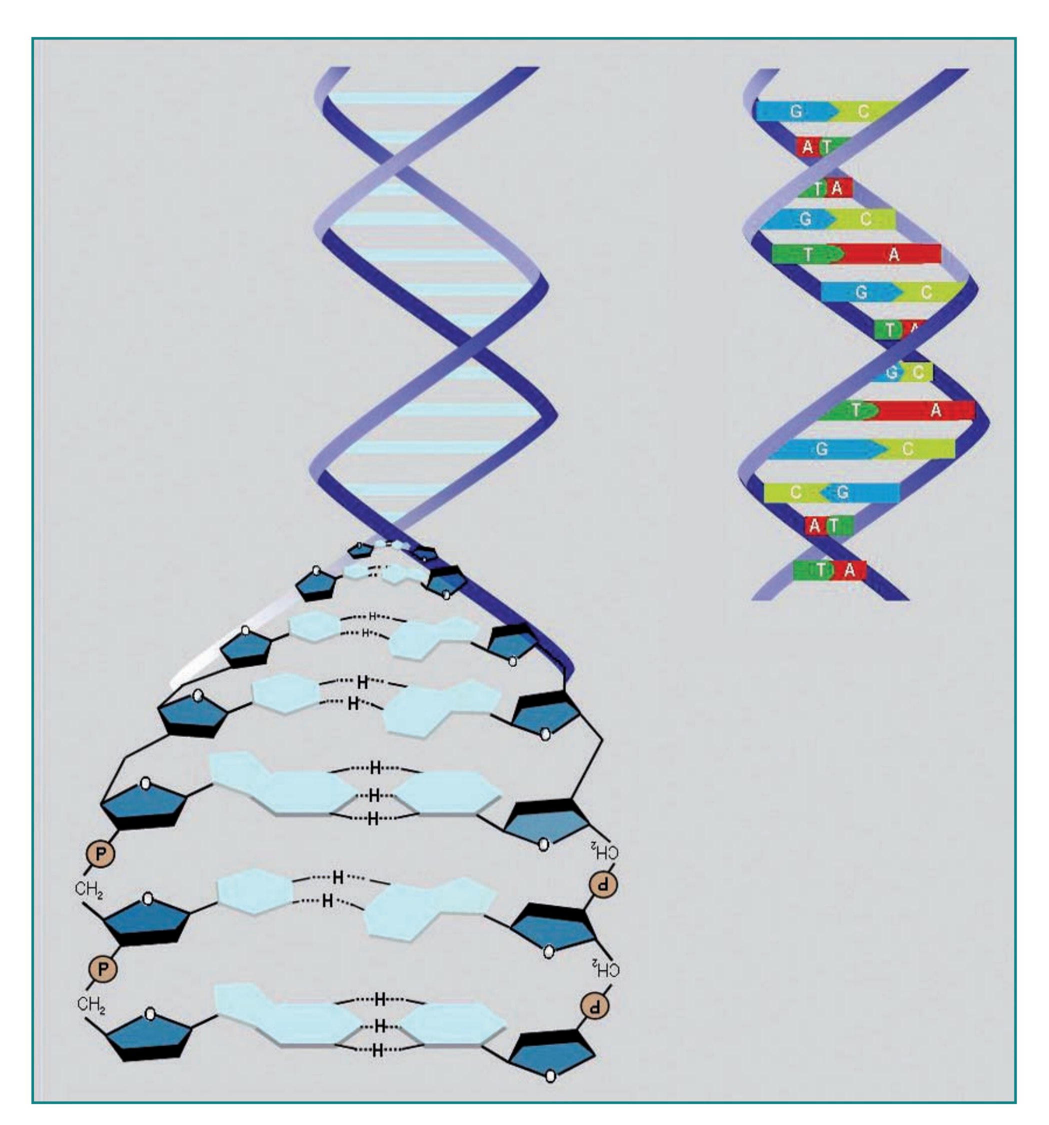


Figura 36. Estructura del ADN. Doble hélice de cadenas antiparalelas.

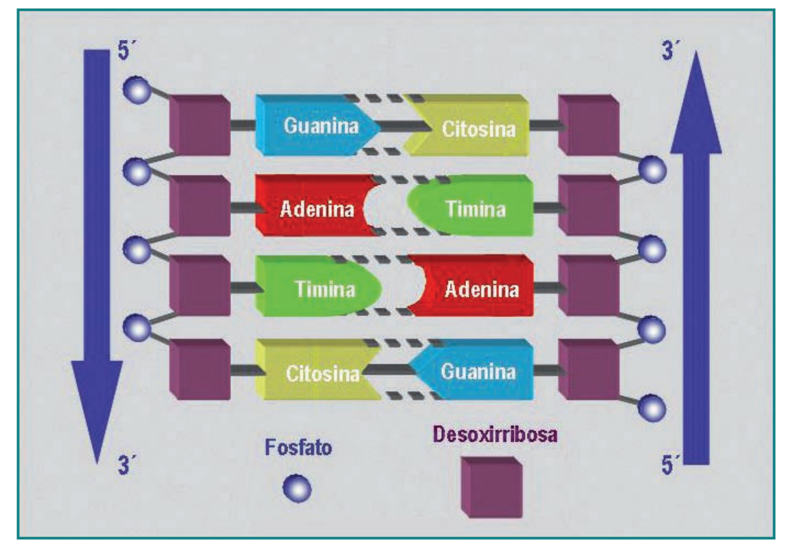


Figura 37. Bases nitrogenadas que componen la doble cadena de ADN.

Por lo tanto, la estructura espacial del ADN consiste en un par de cadenas polinucleótidas arrolladas en espiral sobre un mismo eje, formando una doble hélice.

Cuando el ADN se replica, se abre como si fuera un cierre. Las bases de cada lado de la molécula atraen sus nucleótidos opuestos (que abundan en el núcleo de las células), formando una nueva cadena. Así, quedan dos cadenas idénticas (Figura 38).

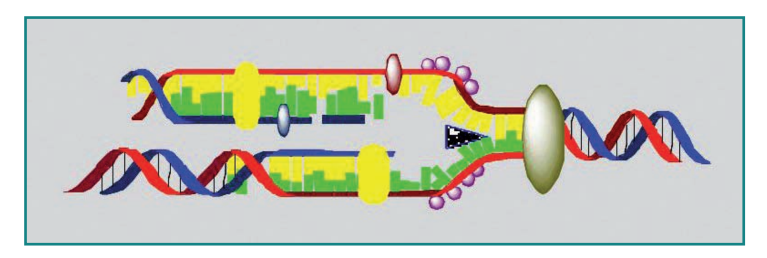


Figura 38. Replicación de la cadena de ADN.

El **ARN** está formado por una única cadena. Es un filamento de una sola cadena, no forma doble hélice. La presencia de un oxígeno en la posición 2' de la ribosa impide que se forme la doble cadena de la manera en que se forma en el ADN, es decir es un polinucleótido lineal.

Entre el ADN y el ARN existen tres diferencias claras (Figura 39):

— El azúcar integrante del ARN es la ribosa.

— ARN contiene uracilo en lugar de timina.

— ARN está formado por una única cadena.

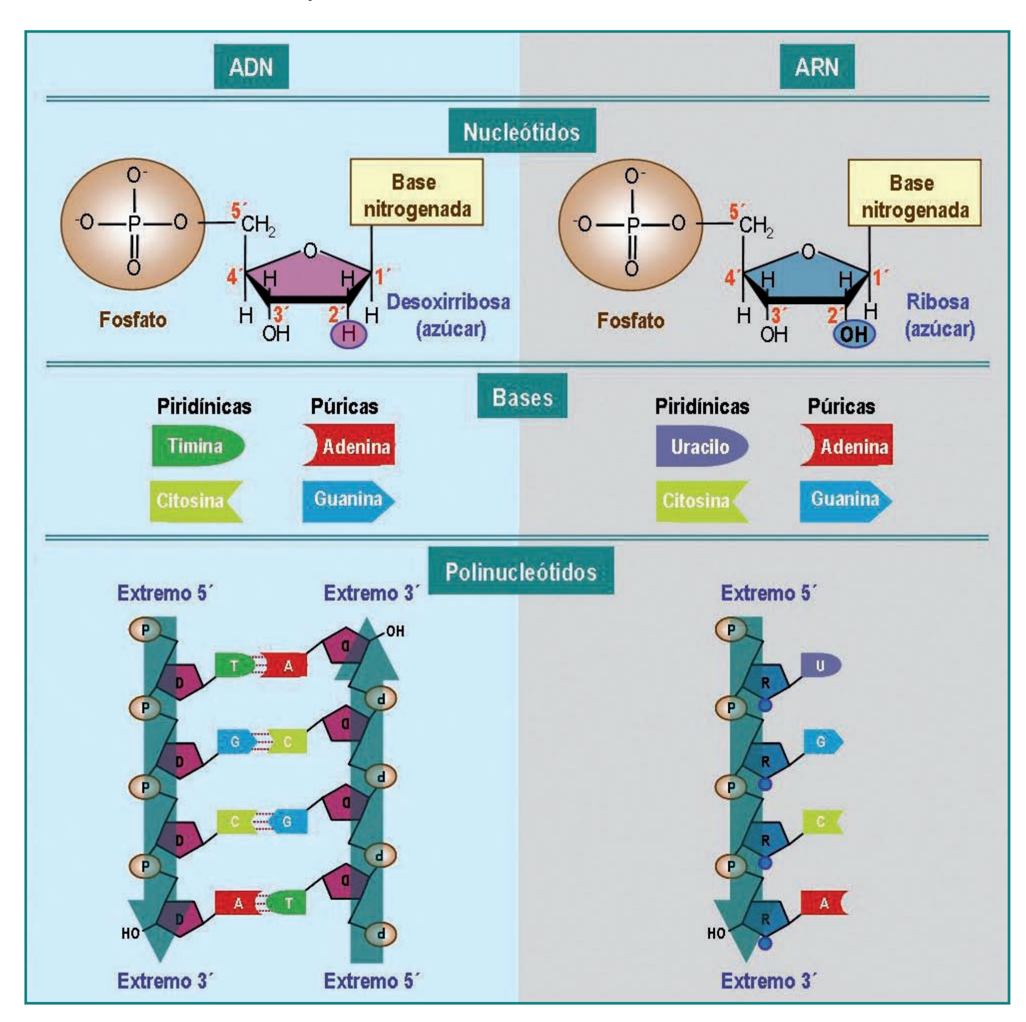
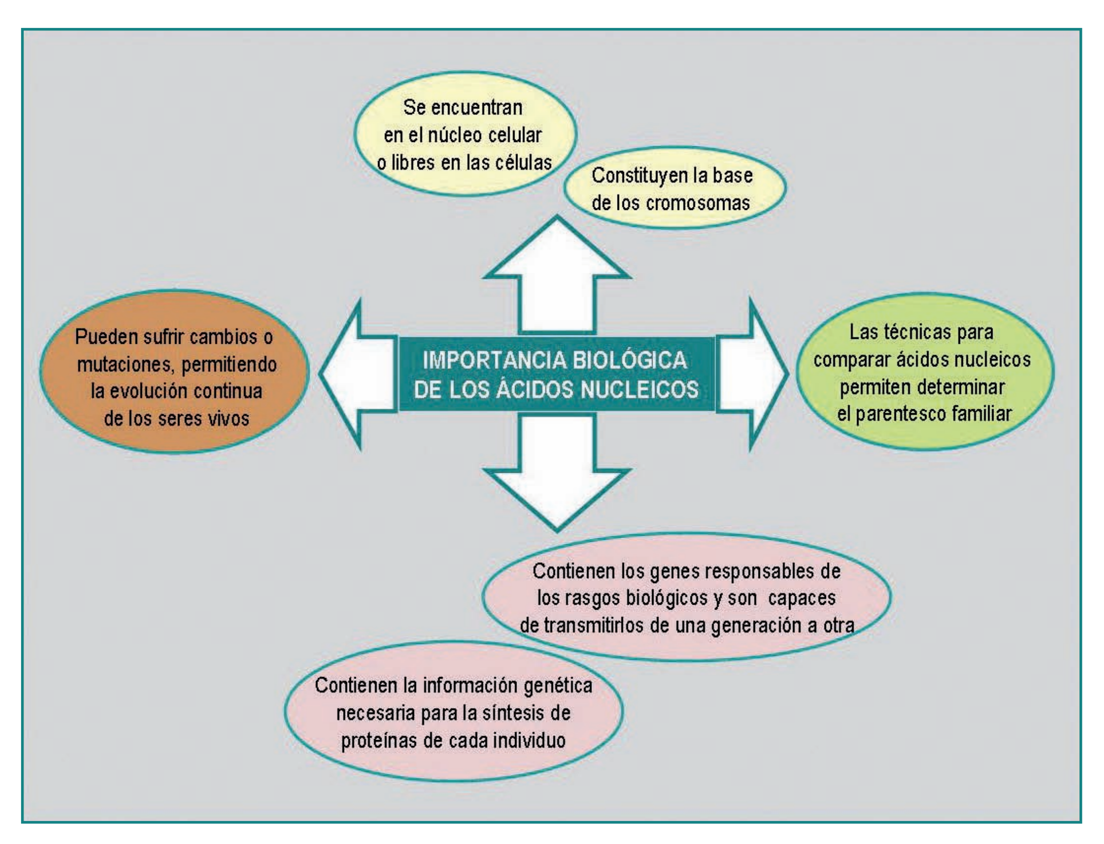


Figura 39. Diferencias entre el ADN y el ARN.

Además, las moléculas de ADN se encuentran en el núcleo de las células y son las portadoras de la información genética de una generación a otra, mientras que las de ARN se encuentran en el citoplasma y participan en el mecanismo de transmisión de la información y en la biosíntesis de proteínas.

Finalmente, el Esquema 5 resume la importancia biológica de los ácidos nucleicos.



Esquema 5. Importancia biológica de los ácidos nucleicos.

4.2. Funciones de los nucleótidos

Los nucleótidos tienen papeles muy variados dentro del metabolismo celular. Algunas de sus funciones son las siguientes:

— Son la moneda energética en el metabolismo. Como ejemplo, el ATP, principal molécula portadora de energía a corto plazo en las células (Figura 40).

— Son los mensajeros químicos secundarios en la respuesta celular a los estímulos inducidos por hormonas o agentes externos. Como ejemplo de mensajero intracelular se puede nombrar la molécula de AMPc

— Constituyen una serie de importantes cofactores enzimáticos

— Son los constituyentes de los ácidos nucleicos: ribonucleicos (ARN) y desoxirribonucleicos (ADN). La información contenida en los ácidos nucleicos es transcripta y luego traducida a las proteínas. Son las proteínas las moléculas que finalmente ejecutarán las «instrucciones» codificadas en los ácidos nucleicos.

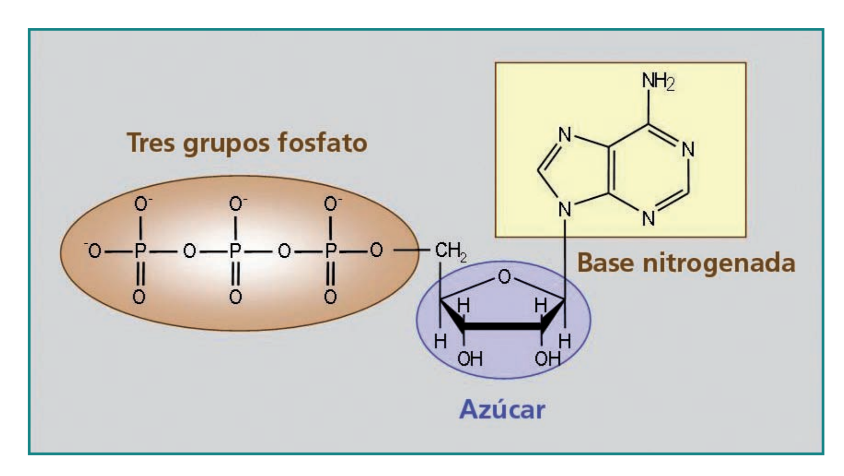


Figura 40. Estructura de la molécula de ATP.

5. BIOCATALIZADORES: ENZIMAS, VITAMINAS Y HORMONAS

Un **catalizador** es una sustancia que, incluso en cantidades muy pequeñas, modifica significativamente la velocidad de una reacción, sin sufrir ella misma ninguna alteración química permanente. Un tipo de catalizador son los biocatalizadores (catalizadores biológicos).

Las células poseen compuestos químicos que controlan las reacciones que ocurren en su interior. La sustancia que controla la velocidad a la que ocurre una reacción química sin que la célula sufra daño alguno ni se destruya se conoce como un **biocatalizador**. Cada reacción química en un ser vivo, ya sea unicelular o multicelular, requiere la presencia de uno o más biocatalizadores, pues si no existieran, éstas ocurrirían en desorden total. Se consideran biocatalizadores las enzimas, las hormonas y las vitaminas

5.1. Enzimas

Las enzimas son proteínas globulares capaces de catalizar las reacciones metabólicas, es decir, son catalizadores biológicos que contienen proteínas. Suelen ser proteínas de elevado peso molecular que catalizan casi todas las reacciones que están ocurriendo constantemente en todos los seres vivos. Pueden actuar a nivel intracelular, es decir, en el interior de la célula donde se han formado, o a nivel extracelular, en la zona donde se segregan.

Las enzimas cumplen las dos leyes comunes a todos los catalizadores: la primera es que durante la reacción no se alteran, y la segunda es que no desplazan la constante de equilibrio para que se obtenga más producto, sino que simplemente favorecen que la misma cantidad de producto se obtenga en menos tiempo.

Estos biocatalizadores, a diferencia de los catalizadores no biológicos, presentan una gran especificidad, actúan a temperatura ambiente y consiguen un aumento de la velocidad de reacción de un millón a un trillón de veces. Es decir, que las enzimas hacen posible las reacciones, disminuyendo la cantidad de energía de activación que se necesita. El gráfico de la Figura 41 muestra la comparación entre la energía libre de activación en una reacción catalizada por una enzima y en una reacción no

catalizada. Además, las enzimas controlan la velocidad a la que ocurre la reacción, para que la energía se libere lentamente y permiten que las reacciones ocurran a unas temperaturas que no hagan daño al organismo. A las reacciones mediadas por enzimas se las denomina *reacciones enzimáticas*.

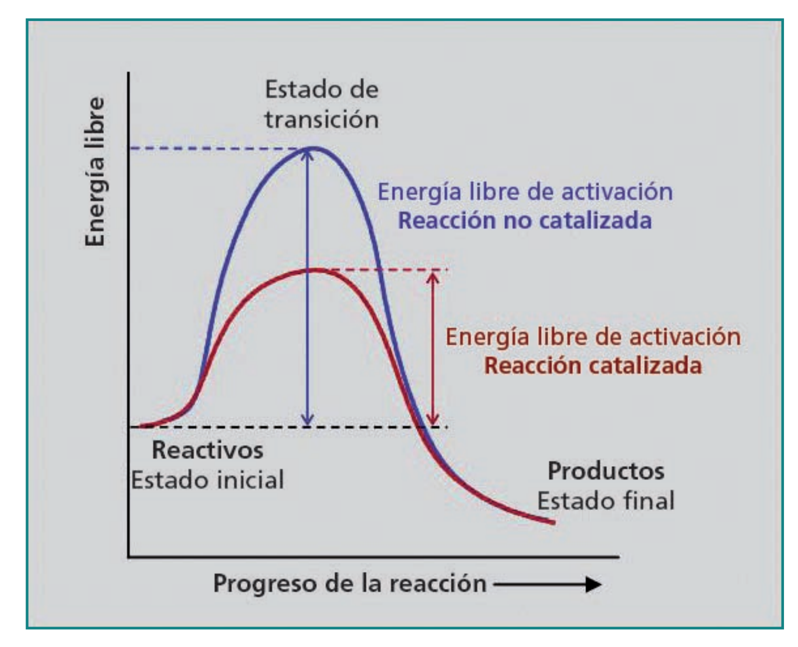


Figura 41. Energía libre de activación en una reacción catalizada por una enzima y en una reacción no catalizada.

La sustancia sobre la cual actúa una enzima se conoce como **sustrato**. El sustrato se convierte en uno o más productos nuevos. Las enzimas son reutilizables y cada una puede catalizar de 100 a 30.000.000 reacciones por minuto. Pero, una enzima en particular actúa sólo sobre un sustrato específico, por lo que esta enzima puede controlar sólo un tipo de reacción. Las enzimas son específicas para cada transformación biológica y catalizan una reacción sin que sea necesario un cambio de temperatura o de pH.

Una enzima ejerce su actividad catalítica después de combinarse con la sustancia que reacciona, el sustrato, para formar un complejo. La reacción del sustrato (S) con la enzima (E) para formar un complejo (ES) permite que la reacción transcurra vía un camino de energía de activación menor que el camino sin catalizar. La enzima se une al sustrato (S) mediante un área especial, el «sitio activo», para formar un complejo enzima-sustrato o E-S. En el sitio activo, la enzima y el sustrato se ajustan perfectamente. Cuando se descompone el complejo, se forman productos (P) y se regenera la enzima (Figura 42).

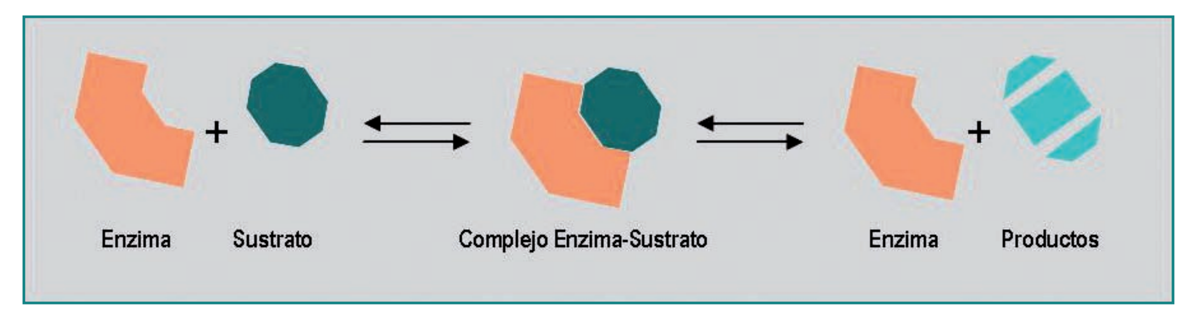


Figura 42. Reacción enzima-sustrato.

Las enzimas pueden actuar de dos formas:

— Fijándose mediante enlaces fuertes (covalentes) al sustrato, de modo que se debiliten sus enlaces y que no haga falta tanta energía para romperlos.

— Atrayendo a las sustancias reaccionantes hacia su superficie de modo que aumente la posibilidad de encuentro y que la reacción se produzca más fácilmente.

La temperatura óptima para la actividad enzimática es alrededor de 37 ºC (98 ºF) para las enzimas presentes en los animales de sangre caliente. Por encima de esta temperatura la actividad enzimática decae. Las células regulan la cantidad y actividad de sus enzimas.

5.1.1. Clasificación de las enzimas

Las enzimas tienen una acción muy específica y se clasifican en varias categorías:

a) Las **enzimas hidrolíticas o hidrolasas,** aceleran las reacciones en las que una sustancia se rompe en componentes más simples por reacción con moléculas de agua. Rompen varios tipos de enlaces introduciendo radicales -H y –OH.

b) Las **enzimas oxidativas** son conocidas como **oxidasas,** cuando aceleran las reacciones de oxidación, y como **oxido-reductasas** cuando aceleran las reacciones de reducción en las que se libera oxígeno.

c) Las **enzimas de transferencia o transferasas** actúan cuando se necesita la transferencia de grupos funcionales de una molécula a otra, cambian o sustituyen un grupo por otro. Por ejemplo, las quinasas transfieren fosfatos del ATP a otras moléculas.

d) Las enzimas conocidas como **ligasas o sintasas** realizan la degradación o síntesis de los enlaces denominados «fuertes» mediante el acoplamiento a sustancias de alto valor energético. Son imprescindibles en la formación de enlaces con ruptura de ATP. Un ejemplo son las polimerasas.

e) Las **enzimas isomerasas** actúan sobre determinadas moléculas obteniendo de ellas sus isómeros de función o de posición. Suelen actuar en procesos de interconversión.

Tal y como se ha podido apreciar en la anterior clasificación, las enzimas se nombran según el proceso que catalizan, utilizando normalmente una terminación en «asa». El nombre de las enzimas es el del **sustrato** + el sufijo: **-asa.** Los nombres de las enzimas revelan la especificidad de su función:

Una gran cantidad de enzimas requiere de **cofactores o coenzimas** para su actividad.

Cofactor → Cuando se trata de iones o moléculas inorgánicas**.**

Coenzima → Cuando es una molécula orgánica. Muchas vitaminas funcionan como coenzimas. Las coenzimas no son proteínas y no sufren cambios durante las reacciones. Una reacción no ocurrirá si la coenzima no está presente. Las deficiencias producidas por la falta de vitaminas responden más bien a que no se puede sintetizar una determinada enzima en el que la vitamina es la coenzima (Figura 43).

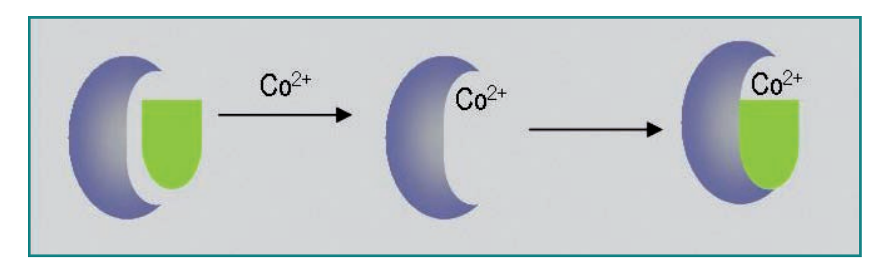


Figura 43. El ión Co^{2+} actúa de cofactor en una reacción enzima-sustrato.

La actividad de las enzimas puede ser afectada por otras moléculas:

Inhibidoras → Moléculas que disminuyen la actividad de las enzimas. Muchas drogas o fármacos son moléculas inhibidoras.

Activadoras → Moléculas que incrementan la actividad.

Además, la actividad de la enzima se ve afectada por otros factores tales como la temperatura, el pH, la concentración del sustrato y por factores físico-químicos.

Las enzimas se utilizan de forma comercial para la síntesis de antibióticos e incluso en productos domésticos o de limpieza, para acelerar las reacciones bioquímicas.

5.2. Vitaminas

El hombre necesita aminoácidos esenciales en su dieta para conservar su salud, pero no basta que la dieta contenga proteínas y las cantidades suficientes de hidratos de carbono y grasas para suministrar energía, sino que también son esenciales para la salud otras sustancias, tanto inorgánicas como orgánicas. Los compuestos orgánicos, distintos de los aminoácidos esenciales, que se requieren para conservar la salud, se denominan **Vitaminas.**

El término Vitamina se le debe al Bioquímico polaco Casimir Funk quien lo planteó en 1912. Consideraba que eran necesarias para la vida (vita) y la terminación -amina es porque creía que todas estas sustancias poseían la función amina.

Las vitaminas son sustancias orgánicas imprescindibles en los procesos metabólicos que tienen lugar en la nutrición de los seres vivos. No aportan energía, puesto que no se utilizan como combustible, pero sin ellas el organismo no es capaz de aprovechar los elementos constructivos y energéticos suministrados por la alimentación. Normalmente se utilizan en el interior de las células como precursoras de las coenzimas, a partir de las cuales se elaboran los miles de enzimas que regulan las reacciones químicas de las que viven las células.

Las vitaminas deben ser aportadas a través de la alimentación, puesto que el cuerpo humano no puede sintetizarlas. Una excepción es la vitamina D, que se puede formar en la piel con la exposición al sol, y las vitaminas K, B_1, B_{12} y ácido fólico, que se forman en pequeñas cantidades en la flora intestinal.

Con una dieta equilibrada y abundante en productos frescos y naturales, dispondremos de todas las vitaminas necesarias y no necesitaremos ningún aporte adicional en forma de suplementos de farmacia o herbolario. Un aumento de las necesidades biológicas requiere un incremento de estas sustancias, como sucede en

determinadas etapas de la vida como son la infancia, el embarazo, la lactancia y durante la tercera edad. El consumo de tabaco, alcohol o drogas en general provoca un mayor gasto de algunas vitaminas, por lo que en estos casos puede ser necesario un aporte suplementario. Muchas de las vitaminas se fabrican sintéticamente, para poder utilizarlas como complemento de la dieta.

Se sabe que el hombre necesita, al menos, trece vitaminas que son: A, B_1 (tiamina), B_2 (riboflavina), B_6 (piridoxina), B_{12}, C (ácido ascórbico), D, K, niacina, ácido pantoténico, inosita, ácido *p*-aminobenzoico y biotina.

5.2.1. Clasificación de las vitaminas

Las vitaminas las podemos clasificar en liposolubles e hidrosolubles.

Vitaminas liposolubles

Las vitaminas liposolubles son las vitaminas solubles en los cuerpos grasos (aceite o lípidos). En este grupo entran las vitaminas A (Retinol), D (D_2 o Ergocalciferol y D_3 o Colecalciferol), E (Tocoferol) y K (Filoquinona). Son poco alterables y el organismo puede almacenarlas fácilmente, una vez absorbidas se almacenan en la grasa corporal.

Cuando son requeridas por el organismo, transportes especiales de proteínas las toman de su lugar de almacenaje, hacia los lugares donde son requeridas. Dado que el organismo puede almacenarlas como reserva, su carencia estaría basada en malos hábitos alimentarios. La Tabla 2 muestra las fuentes en la dieta de las vitaminas liposolubles, así como las funciones que ejercen sobre el organismo y los síntomas que se manifiestan ante la deficiencia de las mismas.

Tabla 2. Vitaminas liposolubles, fuentes en la dieta, funciones en el organismo y síntomas de deficiencia

Vitamina	Fuentes en la dieta	Funciones en el organismo	Síntomas de deficiencia
Vitamina A **Retinol**	Beta caroteno en verduras verdes, amarillas y rojas. Retinol añadido en lácteos.	Constituyente del pigmento visual. Mantenimiento de tejidos epiteliales.	Beriberi (debilidad muscular, cambios en nervios periféricos, edema, insuficiencia cardiaca).
Vitamina D **Calciferol**	Aceite de hígado de bacalao, huevos, lácteos	Promueve el crecimiento y mineralización de los huesos. Aumenta la absorción de calcio.	Raquitismo en niños (deformaciones óseas), deterioro esquelético.
Vitamina E **Tocoferol**	Semillas, verduras de hoja verde, margarinas, manteca.	Antioxidante, evita daños celulares.	Posiblemente anemia.
Vitamina K **fitomenadiona**	Verduras de hoja verde.	Importante en la coagulación de la sangre.	Sangrado, hemorragias internas.

Vitaminas hidrosolubles

Las vitaminas hidrosolubles son solubles en agua y están conformadas por las vitaminas del complejo B y por la vitamina C. Dentro de este grupo de vitaminas, las reservas en el organismo no revisten importancia, por lo que la alimentación diaria debe aportar y cubrir diariamente las necesidades vitamínicas. Se debe justamente a que al ser hidrosolubles su almacenamiento es mínimo. Esto hace que deban aportarse regularmente y sólo puede prescindirse de ellas durante algunos días.

El exceso de vitaminas hidrosolubles se excreta por la orina, por lo que no tienen efecto tóxico por elevada que sea su ingesta, aunque se podrían sufrir anormalidades en el riñón por no poder evacuar la totalidad de líquido.

La necesidad de vitaminas hidrosolubles debe siempre tener en cuenta el nivel de actividad física del individuo, dado que el ejercicio activa numerosas reacciones metabólicas cuyas vitaminas son las coenzimas. Así se llega a una situación en la que para las actividades físicas intensas, existen riesgos de carencias y por tanto aparecen los suplementos.

En la Tabla 3 se muestran los alimentos ricos en vitaminas hidrosolubles, las funciones que éstas ejercen en el organismo y los síntomas que aparecen ante su carencia.

Tabla 3. Vitaminas hidrosolubles, fuentes en la dieta, funciones en el organismo y síntomas de deficiencia

Vitamina	Fuentes en la dieta	Funciones en el organismo	Síntomas de deficiencia
Vitamina B_1 **Tiamina**	Leche, carne, pan.	Coenzima en reacciones metabólicas.	Beriberi (debilidad muscular, cambios en nervios periféricos, edema, insuficiencia cardiaca).
Vitamina B_2 **Riboflavina**	Ampliamente distribuida en alimentos.	Constituyente de coenzimas en el metabolismo energético.	Labios enrojecidos, grietas en las comisuras de la boca, lesiones oculares.
Vitamina B_3 **Niacina**	Hígado, carne magra, cereales, leguminosas.	Constituyente de dos coenzimas en el metabolismo energético.	Pelagra (lesiones cutáneas y gastrointestinales, nerviosismo, desórdenes mentales).
Vitamina B_6 **Piridoxina**	Carne, verduras, cereales integrales.	Coenzima en el metabolismo de aminoácidos.	Irritabilidad, convulsiones, tics musculares, dermatitis, cálculos renales.
Vitamina B_5 **Ácido pantoténico**	Leche, carne.	Constituyente de la coenzima A, participa en el metabolismo energético.	Fatiga, perturbaciones del sueño, merma de coordinación.

Vitamina B_9 **Ácido fólico**	Leguminosas, verduras, trigo integral.	Coenzima en el metabolismo de ácidos nucleicos y aminoácidos.	Anemia, perturbaciones gastrointestinales, diarrea, retardo del crecimiento, defectos congénitos.
Vitamina B_{12}	Carne, huevos, lácteos.	Coenzima en el metabolismo de ácidos nucleicos.	Anemia perniciosa, desórdenes neurológicos.
Vitamina H **Biotina**	Leguminosas, verduras, carne.	Coenzima para la síntesis de grasas, metabolismo de aminoácidos y formación de glucógeno.	Fatiga, depresión, náuseas, dermatitis, dolor muscular.
Vitamina B_7 **Colina**	Yema de huevo, hígado, cereales, leguminosas.	Constituyente de fosfolípidos, precursor del neurotransmisor acetilcolina.	No se han detectado en el ser humano.
Vitamina C **Ácido ascórbico**	Cítricos, tomates, pimientos, chiles verdes.	Mantenimiento de cartílagos, huesos y dentina, síntesis de colágeno.	Escorbuto (degeneración de la piel, dientes, vasos sanguíneos, hemorragias epiteliales).

5.3. Hormonas

Las **hormonas** son compuestos químicos producidos por las glándulas endocrinas que las vierten al torrente circulatorio para su distribución hasta el órgano en el que van a realizar su función reguladora. Su distribución por el torrente sanguíneo da lugar a una respuesta que, aunque es más lenta que la de una reacción nerviosa, suele mantenerse durante un periodo más prolongado (Figura 44).

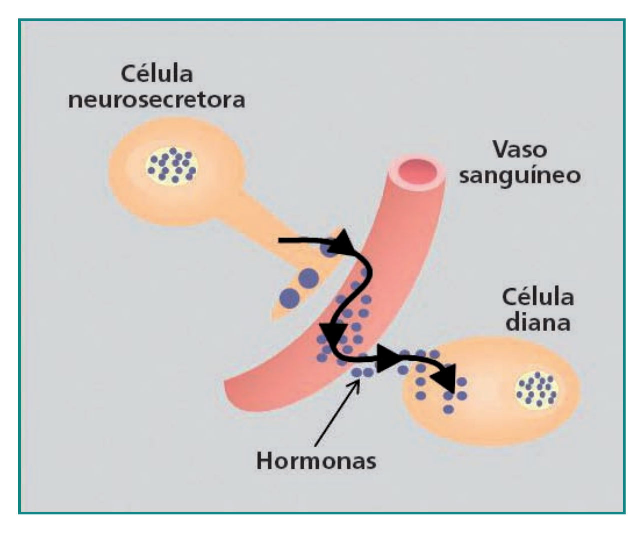


Figura 44. Actuación de las hormonas.

Los mamíferos tienen glándulas exocrinas y endocrinas:

— **Glándulas exocrinas**. Producen secreciones que se liberan fuera del cuerpo o en el tracto digestivo (tienen conductos). Ejemplos: sudoríparas, sebáceas, lacrimales, mamarias, salivales y algunas células del páncreas.

— **Glándulas endocrinas**. Liberan sus hormonas dentro del cuerpo.

Las hormonas son segregadas en cantidades muy pequeñas. Son conocidas muchas hormonas, algunas de las cuales son proteínas y otras son sustancias químicas más sencillas. Las glándulas endocrinas son de secreción interna, ya que carecen de conductos propios. La mayor parte de las hormonas se producen en este tipo de glándulas, aunque otras son segregadas por neuronas o por ciertos órganos como pueden ser el estómago o el intestino delgado. La Figura 45 muestra los principales órganos implicados en la producción de hormonas, y en la Tabla 4 se muestran las principales glándulas endocrinas y algunas de las hormonas que segregan, además de su función hormonal.

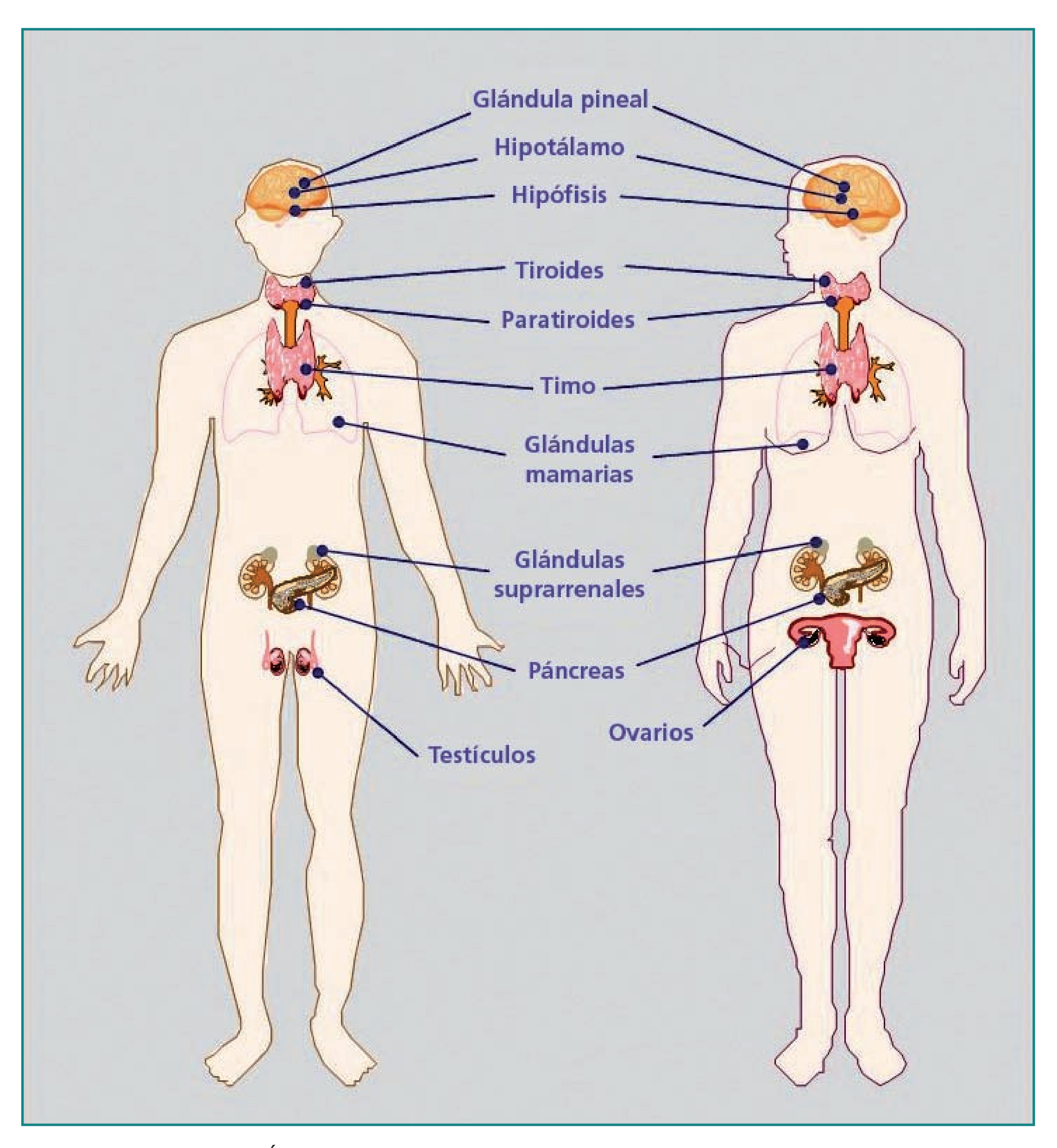


Figura 45. Órganos principales implicados en la producción de hormonas.

Tabla 4. Principales glándulas endocrinas y algunas de las hormonas que segregan, así como su función más importante

Glándula endocrina	Hormonas segregadas	Función hormonal
Pineal	Melatonina	Ayuda a controlar el ciclo de sueño del cuerpo.
Hipotálamo	Oxitocina	Estimula las contracciones uterinas y los conductos lácteos en los senos.
	Hormonas controladoras	Regulan procesos corporales tales como el metabolismo y controlan la liberación de hormonas de glándulas como la tiroides, las suprarrenales y las gónadas (testículos u ovarios).
Hipófisis	Hormona del crecimiento.	Estimula el desarrollo corporal y es la principal responsable del crecimiento orgánico.
	Vasopresina u hormona antidiurética.	Actúa sobre los riñones regulando la reabsorción de agua en los nefrones y contribuye a mantener el balance hídrico del organismo.
	Hormona estimulante de los melanocitos.	Favorece la síntesis del pigmento melanina en la piel.
Tiroides	Hormona de la tiroides.	Afecta al crecimiento, la madurez y el metabolismo.
Paratiroides	Hormona paratiroidea.	Afecta la formación ósea y en la excreción de calcio y fósforo.
Timo	Humores.	Ayudan a desarrollar y madurar el sistema linfático y el sistema inmune.
Mamarias	Prolactina.	Inicia y mantiene la producción láctea en los senos.
Suprarrenales	Aldosterona.	Regula el balance de sal y agua.
	Corticoesteroides.	Controla las funciones básicas del cuerpo; actúa como antiinflamatorio; mantiene el nivel de azúcar en la sangre, la presión sanguínea y la fuerza muscular, regula el balance de sal y agua.
Páncreas	Insulina.	Disminuye el nivel de azúcar en la sangre; estimula el metabolismo de la glucosa, las proteínas y las grasas.
	Glucagón.	Aumenta el nivel de azúcar en la sangre.
Ovarios	Estrógenos.	Afecta al desarrollo de las características sexuales femeninas y al desarrollo reproductor.
	Progesterona.	Estimula el revestimiento uterino para la fecundación; prepara los senos para la producción láctea.
Testiculos	Testosterona.	Características sexuales masculinas.

Las hormonas intervienen en el organismo regulando funciones tales como:

— Las actividades de órganos completos.

— Funciones metabólicas.

— El crecimiento y desarrollo.

— Reproducción.

— Las características sexuales.

— El uso y almacenamiento de energía.

— Los niveles en la sangre de líquidos, sal y azúcar.

Se han logrado aislar más de 30 hormonas y algunas de éstas ya son sintetizadas artificialmente. Se pueden clasificar en cuatro grupos:

1. Hormonas peptídicas.
2. Hormonas basadas en aminoácidos.
3. Hormonas esteroideas.
4. Prostaglandinas.

La actividad de las hormonas se manifiesta inhibiendo o activando ciertas funciones celulares, es decir, modificando la velocidad de algunas de estas funciones. Las hormonas pertenecen al grupo de los mensajeros químicos que incluyen a los neurotransmisores. A veces es difícil clasificar a un mensajero químico como hormona o neurotransmisor. Se puede decir, por tanto, que las hormonas son mensajes químicos producidos por células especializadas que han sido activadas por algún estímulo ambiental o fisiológico. El sistema circulatorio transporta las hormonas, las cuales influyen en las células blanco (células especializadas para responder a los mensajes). Los cambios inducidos por los mensajes hormonales podrían ser prolongados e irreversibles o transitorios y reversibles (regulatorios).

Cuando las hormonas llegan al torrente sanguíneo, se unen a proteínas plasmáticas o transportadoras específicas, que las protegen de una degeneración prematura y evitan que sean absorbidas de inmediato por los tejidos a los cuales afectan, los tejidos diana o blanco. En general, los tejidos diana poseen receptores o células que atrapan de forma selectiva y concentran a sus moléculas hormonales respectivas, hasta que las hormonas reaccionan con los tejidos diana.

Las hormonas se componen de moléculas derivadas de los esteroides, de las proteínas o de la tirosina (un aminoácido). Solamente llegan a ser activas cuando están adosadas a un receptor específico de la membrana celular o dentro de la célula. Las hormonas derivadas de las proteínas atan a los receptores en el exterior de la membrana de la célula. Las hormonas del esteroide y de la tirosina pasan dentro de la célula y se fijan a los receptores en el citoplasma o el núcleo (Figura 46).

La acción hormonal puede ser de diferentes tipos (Figura 47):

Endocrina $\rightarrow$ La hormona se distribuye por la sangre y se une a células efectoras lejanas.

Paracrina $\rightarrow$ La hormona actúa localmente difundiendo desde la célula productora a células efectoras vecinas.

Autocrina $\rightarrow$ La hormona actúa sobre la misma célula que la ha producido.

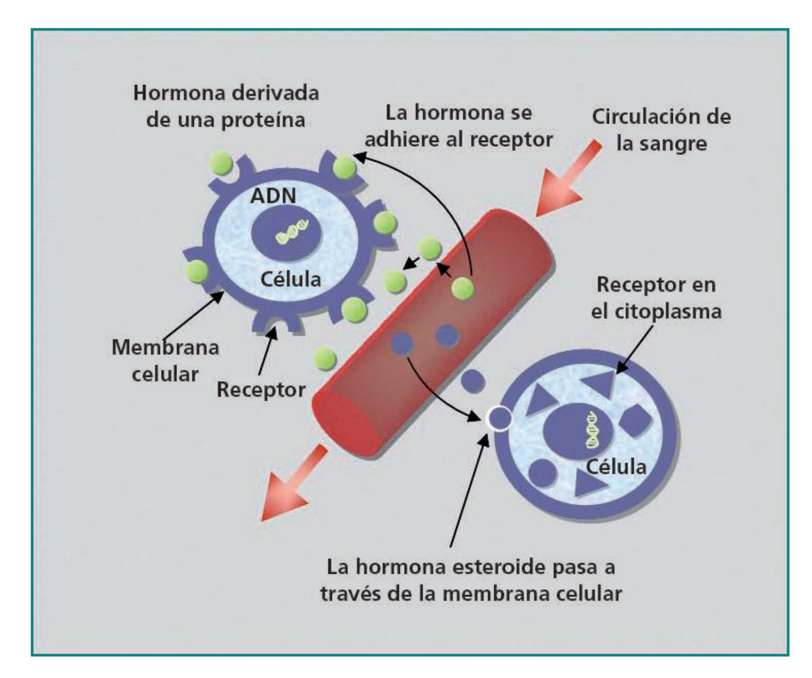


Figura 46. Funcionamiento de las hormonas.

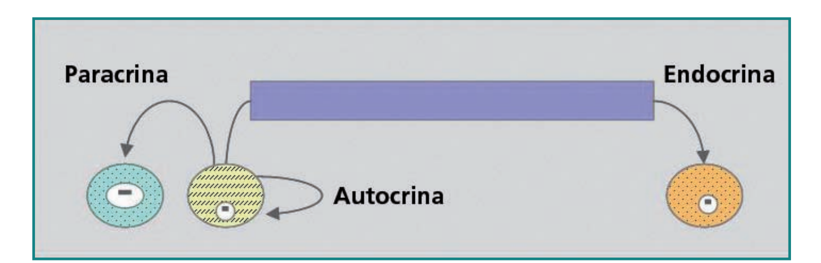


Figura 47. Tipos de acción hormonal.

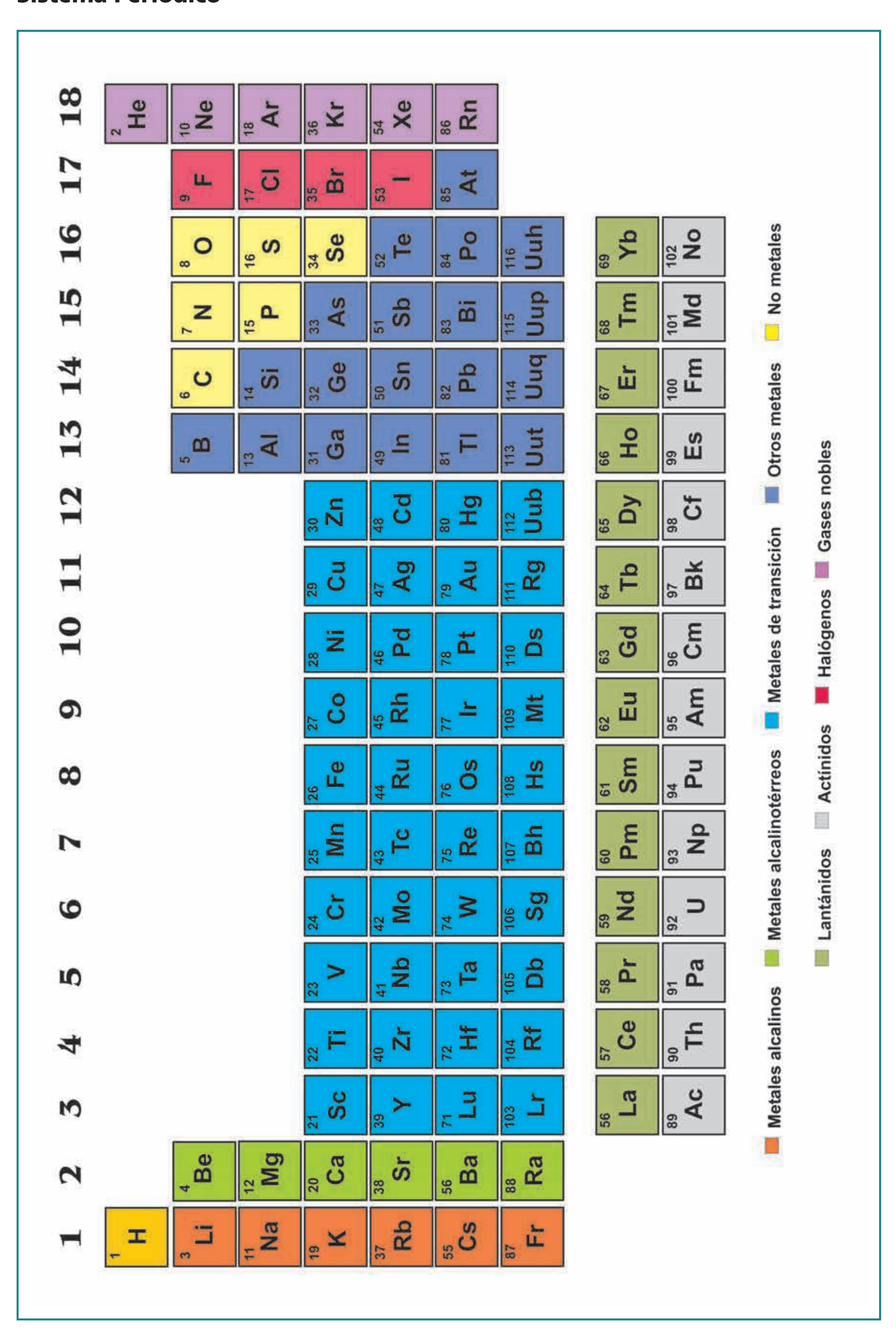
Todos los organismos multicelulares producen hormonas (incluyendo las plantas, en este caso se denominan fito hormonas). Las hormonas más estudiadas son las producidas por las glándulas endocrinas, puesto que son producidas por casi todos los humanos y animales.

El exceso o la insuficiencia en la producción de hormonas dan lugar a enfermedades como tiroides, diabetes o bocio. Cuando la producción de una hormona es excesiva se utiliza el prefijo «hiper-» para indicar la alteración producida, y si es deficiente o insuficiente se emplea el prefijo «hipo-». La especialidad médica que se encarga del estudio de las enfermedades relacionadas con las hormonas es la **endocrinología**.

APÉNDICES

APÉNDICE I

Sistema Periódico



APÉNDICE II

Elementos del Sistema Periódico

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa Atómica	Configuración electrónica
Actinio	Ac	89	227,0277	[Rn] $6d^1\ 7s^2$
Aluminio	Al	13	26,9815	[Ne] $3s^2\ 3p^1$
Americio	Am	95	243,0614	[Rn] $5f^7\ 6d^0\ 7s^2$
Antimonio	Sb	51	121,760	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$
Argón	Ar	18	39,9480	[Ne] $3s^2\ 3p^6$
Arsénico	As	33	74,9216	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$
Astato	At	85	209,9871	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^5$
Azufre	S	16	32,066	[Ne] $3s^2\ 3p^4$
Bario	Ba	56	137,327	[Xe] $6s^2$
Berilio	Be	4	9,0122	$1s^2\ 2s^2$
Berkelio	Bk	97	247,0703	[Rn] $5f^9\ 6d^0\ 7s^2$
Bismuto	Bi	83	208,9803	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^3$
Bohrio	Bh	107	——	[Rn] $5f^{14}\ 6d^5\ 7s^2$
Boro	B	5	10,811	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
Bromo	Br	35	79,904	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
Cadmio	Cd	48	112,411	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2$
Calcio	Ca	20	40,078	[Ar] $4s^2$
Californio	Cf	98	251,0796	[Rn] $5f^{10}\ 6d^0\ 7s^2$
Carbono	C	6	12,0107	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
Cerio	Ce	58	140,116	[Xe] $4f^2\ 5d^0\ 6s^2$
Cesio	Cs	55	132,90545	[Xe] $6s^1$
Circonio	Zr	40	91,224	[Kr] $4d^3\ 5s^2$
Cloro	Cl	17	35,4527	[Ne] $3s^2\ 3p^5$
Cobalto	Co	27	58,9332	[Ar] $3d^7\ 4s^2$
Cobre	Cu	29	63,546	[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
Cromo	Cr	24	51,9961	[Ar] $3d^4\ 4s^2$
Curio	Cm	96	247,0703	[Rn] $5f^7\ 6d^1\ 7s^2$
Darmstadtium	Ds	100	269	[Rn] $5f^{14}\ 6d^8\ 7s^2$
Disprosio	Dy	66	162,50	[Xe] $4f^{10}\ 5d^0\ 6s^2$
Dubnio	Db	105	——	[Rn] $5f^{14}\ 6d^3\ 7s^2$
Einstenio	Es	99	252,0830	[Rn] $5f^{11}\ 6d^0\ 7s^2$

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa Atómica	Configuración electrónica
Erbio	Er	68	167,26	[Xe] $4f^{12}\ 5d^{0}\ 6s^{2}$
Escandio	Sc	21	44,955910	[Ar] $3d^{1}\ 4s^{2}$
Estaño	Sn	50	118,710	[Kr] $4d^{10}\ 5s^{2}\ 5p^{2}$
Estroncio	Sr	38	87,62	[Kr] $5s^{2}$
Europio	Eu	63	151,964	[Xe] $4f^{7}\ 5d^{0}\ 6s^{2}$
Fermio	Fm	100	257,0951	[Rn] $5f^{12}\ 6d^{0}\ 7s^{2}$
Flúor	F	9	18,9984032	$1s^{2}\ 2s^{2}\ 2p^{5}$
Fósforo	P	15	30,973762	[Ne] $3s^{2}\ 3p^{3}$
Francio	Fr	87	233,0197	[Rn] $7s^{1}$
Gadolinio	Gd	64	157,25	[Xe] $4f^{7}\ 5d^{1}\ 6s^{2}$
Galio	Ga	31	69,723	[Ar] $3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{1}$
Germanio	Ge	32	72,61	[Ar] $3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{2}$
Hafnio	Hf	72	178,49	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{2}\ 6s^{2}$
Hasio	Hs	108	——	[Rn] $5f^{14}\ 6d^{6}\ 7s^{2}$
Helio	He	2	4,002602	$1s^{2}$
Hidrógeno	H	1	1,00794	$1s^{1}$
Hierro	Fe	26	55,845	[Ar] $3d^{6}\ 4s^{2}$
Holmio	Ho	67	164,93032	[Xe] $4f^{11}\ 5d^{0}\ 6s^{2}$
Indio	In	49	114,818	[Kr] $4d^{10}\ 5s^{2}\ 5p^{1}$
Iridio	Ir	77	192,217	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{7}\ 6s^{2}$
Iterbio	Yb	70	173,04	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{0}\ 6s^{2}$
Kriptón	Kr	36	83,80	[Ar] $3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{6}$
Lantano	La	57	138,9055	[Xe] $5d^{1}\ 6s^{2}$
Lawrencio	Lw	103	262,110	[Rn] $5f^{14}\ 6d^{1}\ 7s^{2}$
Litio	Li	3	6,941	$1s^{2}\ 2s^{1}$
Lutecio	Lu	71	174,967	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{1}\ 6s^{2}$
Magnesio	Mg	12	24,3050	[Ne] $3s^{2}$
Manganeso	Mn	25	54,938049	[Ar] $3d^{5}\ 4s^{2}$
Meitnerio	Mt	109	——	[Rn] $5f^{14}\ 6d^{7}\ 7s^{2}$
Mendelevio	Md	101	258,0984	[Rn] $5f^{13}\ 6d^{0}\ 7s^{2}$
Mercurio	Hg	80	200,59	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}$
Molibdeno	Mo	42	95,94	[Kr] $4d^{5}\ 5s^{1}$
Neodimio	Nd	60	144,24	[Xe] $4f^{4}\ 5d^{0}\ 6s^{2}$
Neón	Ne	10	20,1797	$1s^{2}\ 2s^{2}\ 2p^{6}$

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa Atómica	Configuración electrónica
Neptunio	Np	93	237,0482	[Rn] $5f^4$ $6d^1$ $7s^2$
Niobio	Nb	41	92,90638	[Kr] $4d^4$ $5s^1$
Níquel	Ni	28	58,6934	[Ar] $3d^8$ $4s^2$
Nitrógeno	N	7	14,00774	$1s^2$ $2s^2$ $2p^3$
Nobelio	No	102	259,1011	[Rn] $5f^{14}$ $6d^0$ $7s^2$
Oro	Au	79	196,96655	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^1$
Osmio	Os	76	190,23	[Xe] $4f^{14}$ $5d^6$ $6s^2$
Oxígeno	O	8	15,9994	$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$
Paladio	Pd	46	106,42	[Kr] $4d^{10}$ $5s^0$
Plata	Ag	47	107,8682	[Kr] $4d^{10}$ $5s^1$
Platino	Pt	78	195,078	[Xe] $4f^{14}$ $5d^9$ $6s^1$
Plomo	Pb	82	207,2	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^2$
Plutonio	Pu	94	244,0642	[Rn] $5f^5$ $6d^0$ $7s^2$
Polonio	Po	84	208,9824	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^4$
Potasio	K	19	39,0983	[Ar] $4s^1$
Praseodimio	Pr	59	140,90765	[Xe] $4f^3$ $6s^2$
Prometio	Pm	61	144,9127	[Xe] $4f^5$ $5d^0$ $6s^2$
Protactinio	Pa	91	231,03588	[Rn] $5f^2$ $6d^1$ $7s^2$
Radio	Ra	88	226,0254	[Rn] $7s^2$
Radón	Rn	86	222,0176	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^6$
Renio	Re	75	186,207	[Xe] $4f^{14}$ $5d^5$ $6s^2$
Rodio	Rh	45	102,90550	[Kr] $4d^8$ $5s^1$
Rubidio	Rb	37	85,4678	[Kr] $5s^1$
Rutenio	Ru	44	101,07	[Kr] $4d^7$ $5s^1$
Rutherfordio	Rf	104	261,1089	[Rn] $5f^{14}$ $6d^2$ $7s^2$
Samario	Sm	62	150,36	[Xe] $4f^6$ $5d^0$ $6s^2$
Seaborgio	Sg	106	——	[Rn] $5f^{14}$ $6d^4$ $7s^2$
Selenio	Se	34	78,96	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$
Silicio	Si	14	28,0855	[Ne] $3s^2$ $3p^2$
Sodio	Na	11	22,989770	[Ne] $3s^1$
Talio	Tl	81	204,3833	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^1$
Tantalio	Ta	73	180,9479	[Xe] $4f^{14}$ $5d^3$ $6s^2$
Tecnecio	Tc	43	97,9072	[Kr] $4d^6$ $5s^2$
Teluro	Te	52	127,60	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^4$

Elemento	Símbolo	Número Atómico	Masa Atómica	Configuración electrónica
Terbio	Tb	65	158,92534	[Xe] $4f^9$ $5d^0$ $6s^2$
Titanio	Ti	22	47,867	[Ar] $3d^2$ $4s^2$
Torio	Th	90	232,0381	[Rn] $4f^2$ $5d^0$ $6s^2$
Tulio	Tm	69	168,93421	[Xe] $6d^2$ $7s^2$
Tungsteno / Volframio	W	74	183,84	[Xe] $4f^{14}$ $5d^4$ $6s^2$
(Ununbio)	Uub	112	277	[Rn] $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7s^2$
(Ununcuadio)	Uuq	114	285	[Uub] $7p^2$
(Ununhexio)	Uuh	116	284	[Uub] $7p^4$
(Ununoctio)	Uuo	118	293	[Uub] $7p^6$
(Unununio)	Uuu	111	272	[Rn] $5f^{14}$ $6d^9$ $7s^2$
(Ununpentio)	Uup	115	——	——
(Ununseptio)	Uus	117	——	——
(Ununtrio)	Uut	113	——	——
Uranio	U	92	238,0289	[Rn] $5f^3$ $6d^1$ $7s^2$
Vanadio	V	23	50,9415	[Ar] $3d^3$ $4s^2$
Xenón	Xe	54	132,29	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$
Zinc	Zn	30	65,39	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$
Yodo	I	53	126,90447	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^5$
Ytrio	Y	39	88,90585	[Kr] $4d^1$ $5s^2$

Las capas internas completas se indican por el símbolo del Gas Noble anterior en el Sistema Periódico, encerrado entre corchetes.

APÉNDICE III

Números de oxidación de los elementos químicos

Elemento	Número oxidación	Elemento	Número oxidación
Actinio	+3	Erbio	+3
Aluminio	+3	Escandio	+3
Americio	+3; +4; +5; +6	Estaño	+2; +4
Antimonio	+3; +3; +5	Estroncio	+2
Argón	——	Europio	+2; +3
Arsénico	+3; +3; +5	Fermio	+3
Astato	-1; +1; +3; +5; +7	Flúor	-1
Azufre	-2; +2; +4; +6	Fósforo	-3; +3; +5
Bario	+2	Francio	+1
Berilio	+2	Gadolinio	+3
Berkelio	+3; +4	Galio	+3
Bismuto	+3; +5	Germanio	+2; +4
Bohrio	——	Hafnio	+2; +3; +4
Boro	+3	Hasio	——
Bromo	-1; +1; +3; +5; +7	Helio	——
Cadmio	+2	Hidrógeno	-1; +1
Calcio	+2	Hierro	+2; +3
Californio	+3	Holmio	+3
Carbono	+2; +4; -4	Indio	+1; +3
Cerio	+3; +4	Iridio	+2; +3; +4; +6
Cesio	+1	Iterbio	+2; +3
Circonio	+2; +3; +4	Kriptón	——
Cloro	-1; +1; +3; +5; +7	Lantano	+3
Cobalto	+2; +3	Lawrencio	——
Cobre	+1; +2	Litio	+1
Cromo	+2; +3; +4; +5; +6	Lutecio	+2; +3
Curio	+3; +4	Magnesio	+2
Darmstadtium	+3	Manganeso	+2; +3; +4; +5; +6; +7
Disprosio	+3; +4	Meitnerio	——
Dubnio	——	Mendelevio	+3
Einstenio	+3	Mercurio	+1; +2

Elemento	Número oxidación	Elemento	Número oxidación
Molibdeno	+2; +3; +4; +5; +6	**Samario**	+2; +3
Neodimio	+2; +3; +4	**Seaborgio**	——
Neón	——	**Selenio**	-2; +2; +4; +6
Neptunio	+3; +4; +5; +6	**Silicio**	-4; +4
Niobio	+2; +3; +4; +5	**Sodio**	+1
Níquel	+2; +3	**Talio**	+1; +3
Nitrógeno	-3; +1; +2, +3; +4; +5	**Tantalio**	+2; +3; +4; +5
Nobelio	+2; +3	**Tecnecio**	+4; +6; +7
Oro	+1; +3	**Teluro**	-2; +2; +4; +6
Osmio	+2; +3; +4; +6; +8	**Terbio**	+3; +4
Oxígeno	-1; -2	**Titanio**	+2; +3; +4
Paladio	+2; +3; +4	**Torio**	+3; +4
Plata	+1	**Tulio**	+3
Platino	+2; +4; +5; +6	**Tungsteno / Volframio**	+2; +3; +4; +6; +8
Plomo	+2; +4	**(Ununbio)**	——
Plutonio	+3; +4; +5; +6	**(Ununcuadio)**	——
Polonio	+4; +6	**(Ununhexio)**	——
Potasio	+1	**(Ununoctio)**	——
Praseodimio	+3; +4	**(Unununio)**	——
Prometio	+3	**(Ununpentio)**	——
Protactinio	+3; +4; +5	**(Ununseptio)**	——
Radio	+2	**(Ununtrio)**	——
Radón	——	**Uranio**	+3; +4; +5; +6
Renio	+4; +6; +7	**Vanadio**	+2; +3; +4; +5
Rodio	+3; +3; +4; +6	**Xenón**	——
Rubidio	+1	**Zinc**	+2
Rutenio	+2; +3; +4; +6; +8	**Yodo**	-1; +1; +3; +5; +7
Rutherfordio	——	**Ytrio**	+3

APÉNDICE IV

Masas molares de algunos compuestos químicos

Compuesto	Peso Molecular	Compuesto	Peso Molecular
AgBr	187,78	$CuSO_4$	159,60
AgCl	143,32	$Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$	392,14
Ag_2CrO_4	331,73	FeO	71,85
AgI	234,77	Fe_2O_3	159,69
$AgNO_3$	169.87	Fe_3O_4	231,54
AgSCN	165,95	HBr	80,92
Al_2O_3	101,96	$HC2H_3O_2$ (ácido acético)	60,05
$Al_2(SO_4)_3$	342,14	$HC_7H_5O_2$ (ácido benzoico)	122,12
As_2O_3	197,85	HCl	36,46
B_2O_3	69,62	$HClO_4$	100,46
$BaCO_3$	197,35	$H_2C_2O_42H_2O$	126,07
$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	244,28	H_5IO_6	227,94
$BaCrO_4$	253,33	HNO_3	63,01
$Ba(IO_3)_2$	487,14	H_2O	18,05
$Ba(OH)_2$	171,36	H_2O_2	34,01
$BaSO_4$	233,40	H_3PO_4	98,00
Bi_2O_3	466,00	H_2S	34,08
CO_2	44,01	H_2SO_3	82,08
$CaCO_3$	100,09	H_2SO4	98,08
CaC_2O_4	128,10	HgO	216,59
CaF_2	78,08	Hg_2Cl2	472,09
CaO	56,08	HgCl2	271,50
$CaSO_4$	136,14	KBr	119,01
$Ce(HSO_4)_4$	528,4	KBrO3	167,01
CeO_2	172,12	KCl	74,56
$Ce(SO_4)_2$	332,25	$KClO_3$	122,55
$(NH_4)_2Ce(NO_3)_6$	548,23	KCN	65,12
$(NH_4)_2Ce(SO_4)_4 \cdot 2H_2O$	632,6	K_2CrO_4	194,20
Cr_2O_3	151,99	$K_2Cr_2O_7$	294,19
CuO	79,54	$K_3Fe(CN)_6$	329,26
Cu_2O	143,08	$K_4Fe(CN)_6$	368,38

Compuesto	Peso Molecular	Compuesto	Peso Molecular
$KHC_8H_8O_4$	204,23	NaCN	49,01
$KH(IO_3)_2$	389,92	$NaCO_3$	105,99
K_2HPO_4	174,18	$NaHCO_3$	84,01
KH_2PO_4	136,09	$Na_2H_2EDTA \cdot 2H_2O$	372,2
$KHSO_4$	136,17	Na_2O_2	77,98
KI	166,01	NaOH	40,00
KIO_3	214,00	NaSCN	81,07
KIO_4	230,00	Na_2SO_4	142,04
$KMnO_4$	158,04	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$	248,18
KNO_3	101,11	NH_4Cl	53,49
KOH	56,11	$(NH_4)_2C_2O_4H_2 \cdot H_2O$	142,11
KSCN	97,18	NH_4NO_3	80,04
K_2SO_4	174,27	$(NH_4)_2SO_4$	132,14
$La(IO_3)_3$	663,62	$(NH_4)_2S_2O_8$	228,18
$Mg(C_9H_6ON)_2$	312,59	NH_4VO_3	116,98
$MgCO_3$	84,32	$Ni(C_4H_7O_2N_2)_2$	288,93
$MgNH_4PO_4$	137,35	$PbCrO_4$	323,18
MgO	40,31	PbO	223,19
$Mg_2P_2O_7$	222,57	PbO_2	239,19
$MgSO_4$	120,37	$PbSO_4$	303,25
MnO_2	86,94	P_2O_5	141,94
Mn_2O_3	157,88	Sb_2O_3	339,69
Mn_3O_4	228,81	SiO_2	60,08
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	381,37	$SnCl_2$	189,6
NaBr	102,90	SnO_2	150,69
$NaC_2H_3O_2$	82,03	SO_2	64,06
NaC_2O_4	134,00	SO_3	80,06
NaCl	58,44	$Zn_2P_2O_7$	304,68

APÉNDICE V

Tabla de las principales constantes físicas y químicas

Magnitud	Símbolo	Valor en el Sistema Internacional
Carga del electrón	e	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ C (culombio)
Cero escala Celsius	0 °C	273,15 K
Constante de los Gases Ideales	R	$0,082$ L · atm.$K^{-1} \cdot mol^{-1}$
Constante de Planck	h	$6,626 \cdot 10^{-34}$ J · s
Masa electrón	m_e	$9,1094 \cdot 10^{-31}$ kg = $5,486 \cdot 10^{4}$ uma
Masa neutrón	m_n	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,00866 uma
Masa protón	m_p	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ kg = 1,00728 uma
Número de Avogadro	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ partículas · mol^{-1}
Unidad de masa atómica	uma	$1,6606 \cdot 10^{27}$ kg
Volumen Molar (T = 273,15 K, P = 101,325kPa)	V_m	22,414 L · mol^{-1}

APÉNDICE VI

Tabla con las principales unidades del Sistema Internacional y sus factores de conversión

Longitud	Masa
Unidad SI: metro (m)	**Unidad SI: kilogramo (Kg)**
1 metro = 100 centímetros = 1000 milímetros	1 metro = 100 centímetros = 1000 milímetros
1 centímetro = 0,3937 pulgadas	1 gramo = 1000 miligramos
1 pulgada = 2,54 centímetros	1 libra = 453,59 g = 0,45359 kg
1 kilómetro = 0,62137 millas	1 unidad de masa atómica = $1{,}6606.10^{27}$ kg
1 angstrom (Å) = 10^{-10} metros = 10^{-8} cm	1 tonelada = 1000 kilogramos
Volumen	**Temperatura**
Unidad SI: metro cúbico (m^3)	**Unidad SI: kelvin (K)**
1 litro = 10^{-3} m^3 = 1 dm^3 = 1000 mL	0 K = -273,15 °C = -459,67 °F
1 galón = 3,785 L = 8 pintas = 4 cuartos galón	K = °C + 273,15 K
1 cuarto galón = 0,946 L = 32 onzas fluidas	°C = (°F - 32) / 1,8
1 onza fluida = 29,6 mL	°F = 1,8 (°C) + 32
Energía	**Presión**
Unidad SI: julio (J)	**Unidad SI: pascal (Pa)**
1 julio = 1 kg · m^2 = 0,23901 calorías	1 pascal = 1 kg / m · s^2
1 caloría = 4,184 julios	1 atmosfera = 101,325 kilopascales (kPa) = 760 mm Hg = 760 torr
1 ergio = 10^{-7} julios	1 kPa = 1000 Pa

APÉNDICE VII

Constantes de disociación de algunos ácidos

Nombre	Fórmula	pK_{a1}	pK_{a2}	pK_{a3}	pK_{a4}
Acético	CH_3COOH	4,8			
Arsénico	H_3AsO_4	3,6	7,3	12,5	
Arsenioso	H_3AsO_3	9,2			
Benzoico	C_6H_5COOH	4,7			
Bórico	H_3BO_3	9,2			
Bromoacético	$BrCH_2COOH$	2,9			
Butírico o butanoico	$CH_3CH_2CH_2COOH$	4,8			
Carbónico	H_2CO_3	6,4	10,3		
Cianhídrico	HCN	9,2			
Cloroacético	$ClCH_2COOH$	2,9			
Crómico	H_2CrO_4	0,75	6,5		
Dicloroacético	$Cl_2CHCOOH$	1,3			
Etilendiamino tetraacético (AEDT)	H_4Y	1,9	2,5	6,3	11,0
Fenol	C_6H_5OH	10,0			
Fluorhídrico	HF	3,2			
Fórmico	$HCOOH$	3,8			
Fosfórico	H_3PO_4	2,2	7,2	12,3	
Fosforoso	H_3PO_3	1,5	6,8		
Ftálico	$C_6H_4(COOH)_2$	2,9	5,5		
Hipocloroso	$HOCl$	7,5			
Láctico	$CH_3CHOHCOOH$	3,9			
Malónico	$HOOCCH_2COOH$	2,9	5,7		
Nitroso	HNO_2	3,4			
Oxálico	$HOOCCOOH$	1,25	4,3		
Sulfhídrico	H_2S	7,0	13,9		
Sulfuroso	H_2SO_3	1,9	7,2		
Tricloroacético	Cl_3CCOOH	0,9			
Yódico	HIO_3	0,8			

APÉNDICE VIII

Constantes de disociación de algunas bases

Nombre	Fórmula	pK_b
Amoníaco	NH_3	4,8
Anilina	$C_6H_5NH_2$	9,4
Dimetilamina	$(CH_3)_2NH$	3,1
Etilamina	$C_2H_5NH_2$	3,2
Hidracina	H_2NNH_2	5,9
Hidroxilamina	$HONH_2$	8,0
Metilamina	CH_3NH_2	3,3
Piridina	C_5H_5N	8,8
Trietilamina	$(CH_3CH_2)_3N$	3,3
Trimetilamina	$(CH_3)_3N$	4,2

APÉNDICE IX

Potenciales Redox

Semirreacción	Potencial normal E° (V)
$Ag^+(aq) + e^- \leftrightarrows Ag(s)$	0,80
$AgCl(s) + e^- \leftrightarrows Ag(s) + Cl^-(aq)$	0,22
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \leftrightarrows Al(s)$	-1,66
$Br_2(l) + 2e^- \leftrightarrows 2Br^-(aq)$	1,07
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Ca(s)$	-2,76
$Cd^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Cd(s)$	-0,40
$Ce^{4+}(aq) + e^- \leftrightarrows Ce^{3+}(aq)$	1,44
$Cl_2(g) + 2e^- \leftrightarrows 2Cl^-(aq)$	1,36
$ClO^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows Cl^-(aq) + 2OH^-(aq)$	0,90
$ClO_2^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows ClO^-(aq) + 2OH^-(aq)$	0,59
$ClO_3^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows ClO_2^-(aq) + 2OH^-(aq)$	0,35
$ClO_4^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows ClO_3^-(aq) + 2OH^-(aq)$	0,17
$Co^{3+}(aq) + e^- \leftrightarrows Co^{2+}(aq)$	1,82
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \leftrightarrows 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l)$	1,33
$Cr^{3+}(aq) + 3e^- \leftrightarrows Cr(s)$	-0,74
$Cu^+(aq) + e^- \leftrightarrows Cu(s)$	0,52
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Cu(s)$	0,34
$Cu^{2+}(aq) + e^- \leftrightarrows Cu^+(aq)$	0,16
$F_2(g) + 2e^- \leftrightarrows 2F^-(aq)$	2,87
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Fe(s)$	-0,41
$Fe^{3+}(aq) + 3e^- \leftrightarrows Fe(s)$	-0,04
$Fe^{3+}(aq) + e^- \leftrightarrows Fe^{2+}(aq)$	0,77
$2H^+(aq) + 2e^- \leftrightarrows H_2(g)$	0,00
$2H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows H_2(g) + 2OH^-(aq)$	-0,83
$H_2O_2(aq) + 2H^+(aq) + 2e^- \leftrightarrows 2H_2O(l)$	1,78
$2Hg^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Hg_2^{2+}(aq)$	0,90
$Hg^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows Hg(l)$	0,85
$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^- \leftrightarrows 2Hg(l)$	0,80
$I_2(s) + 2e^- \leftrightarrows 2I^-(aq)$	0,54
$IO^-(aq) + H_2O(l) + 2e^- \leftrightarrows I^-(aq) + 2OH^-(aq)$	0,49
$K^+(aq) + e^- \leftrightarrows K(s)$	-2,92

Semirreacción	Potencial normal E° (V)
$Li^{+}(aq) + e^{-} \leftrightarrows Li(s)$	-3,04
$Mg^{2+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Mg(s)$	-2,38
$MnO_4^{-}(aq) + 8H^{+}(aq) + 5e^{-} \leftrightarrows Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	1,49
$Na^{+}(aq) + e^{-} \leftrightarrows Na(s)$	-2,71
$Ni^{2+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Ni(s)$	-0,23
$NO_3^{-}(aq) + 4H^{+}(aq) + 3e^{-} \leftrightarrows NO(g) + 2H_2O(l)$	0,96
$O_2(g) + 4H^{+}(aq) + 4e^{-} \leftrightarrows 2H_2O(l)$	1,23
$O_3(g) + 2H^{+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows O_2(g) + H_2O(l)$	2,07
$Pb^{2+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Pb(s)$	-0,13
$S_2O_8^{2-}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows 2SO_4^{2-}(aq)$	2,01
$Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Sn(s)$	-0,14
$Sn^{4+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Sn^{2+}(aq)$	0,15
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \leftrightarrows Zn(s)$	-0,76

APÉNDICE X

Propiedades termodinámicas a 25 °C de algunos compuestos orgánicos

Compuesto	Fórmula	ΔH°_f (kJ/mol)	ΔG°_f (kJ/mol)	S°_f (J/mol·K)
Metano	$CH_{4(g)}$	-74,9	-50,8	186,2
Etino	$C_2H_{2(g)}$	226,7	209,2	200,8
Eteno	$C_2H_{4(g)}$	53,3	68,1	219,5
Etano	$C_2H_{6(g)}$	-84,7	-32,9	229,5
Propano	$C_3H_{6(g)}$	-103,9	-23,5	269,9
Butano	$C_4H_{10(g)}$	-124,7	-15,7	310,0
Pentano	$C_5H_{12(g)}$	-146,4	-8,2	348,4
Benceno	$C_6H_{6(l)}$	49,0	124,5	172,8
Hexano	$C_6H_{14(g)}$	-167,2	0,2	386,8
Metanol	$CH_3OH_{(g)}$	-201,2	-161,9	237,7
Metanol	$CH_3OH_{(l)}$	-238,6	-166,2	126,8
Etanol	$CH_3CH_2OH_{(l)}$	-277,6	-174,8	160,7
Fenol	$C_6H_5OH_{(s)}$	-165,1	-50,4	144,0
Metanal	$HCHO_{(g)}$	-115,9	-110,0	218,7
Etanal	$CH_3CHO_{(g)}$	-166,4	-133,7	265,7
Propanona	$CH_3COCH_{3(l)}$	-247,6	-155,6	200,5
Ácido metanoico	$HCOOH_{(l)}$	-409,2	-346,0	129,0
Ácido etanoico	$CH_3COOH_{(l)}$	-487,0	-392,5	159,8
Ácido benzoico	$C_6H_5COOH_{(s)}$	-385,2	-245,3	167,6
Clorometano	$CH_3Cl_{(g)}$	-82,0	-58,6	234,2
Triclorometano	$CHCl_{3(l)}$	-131,8	-71,5	202,9
Tetracloruro de carbono	$CCl_{4(l)}$	-139,2	-68,6	214,4
Metilamina	$CH_3NH_{2(g)}$	-23,0	32,2	243,4
Fenilamina	$C_6H_5NH_{2(l)}$	31,6	149,2	191,3

APÉNDICE XI

Propiedades termodinámicas a 25 °C de algunos compuestos inorgánicos

Compuesto	Fórmula	ΔH°_f (kJ/mol)	ΔG°_f (kJ/mol)	S°_f (J/mol·K)
Azufre	$S_{8(g)}$	103,3	49,6	431,0
Dióxido de azufre	$SO_{2(g)}$	-296,8	-300,2	248,2
Trióxido de azufre	$SO_{3(g)}$	-395,7	-371,1	256,8
Bromo	$Br_{2(g)}$	30,7	3,1	245,4
Bromo	$Br_{2(l)}$	0,0	0,0	152,3
Bromuro de hidrógeno	$HBr_{(g)}$	-32,2	-53,2	198,5
Carbonato de bario	$BaCO_{3(s)}$	-1218,8	-1138,9	112,1
Sulfato de bario	$BaSO_{4(s)}$	-1465,2	-1353,1	132,2
Carbonato de calcio	$CaCO_{3(s)}$	-1207,1	1128,8	92,9
Óxido de calcio	$CaO_{(s)}$	-635,5	-604,2	39,8
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_{2(s)}$	-986,6	-896,8	76,2
Carbono (grafito)	$C_{(s,g)}$	0,0	0,0	5,7
Carbono (diamante)	$C_{(s,d)}$	1,9	2,9	2,4
Monóxido de carbono	$CO_{(g)}$	-110,5	-137,3	197,9
Dióxido de carbono	$CO_{2(g)}$	-393,5	-394,4	213,6
Cloro	$Cl_{2(g})$	0,0	0,0	222,9
Cloruro de hidrógeno	$HCl_{(g)}$	-92,3	-95,3	186,7
Flúor	$F_{2(g)}$	0,0	0,0	203,3
Fluoruro de hidrógeno	$HF_{(g)}$	-268,8	-270,7	173,5
Iodo	$I_{2(g)}$	62,2	19,4	260,6
Yoduro de hidrógeno	$HI_{(g)}$	25,9	1,3	206,3
Agua	$H_2O_{(l)}$	-285,9	-237,2	70,0
Agua	$H_2O_{(g)}$	-241,8	-228,6	118,7
Agua oxigenada	$H_2O_{2(l)}$	-187,8	-120,4	109,6
Amoníaco	$NH_{3(g)}$	-46,2	-16,7	192,5
Monóxido de nitrógeno	$NO_{(g)}$	90,4	86,7	210,6
Dióxido de nitrógeno	$NO_{2(g)}$	33,9	51,8	240,5
Tetraóxido de dinitrógeno	$N_2O_{4(g)}$	9,2	97,9	304,3
Oxígeno	$O_{2(g)}$	0,0	0,0	205,1
Ozono	$O_{3(g)}$	142,7	163,2	238,9

Compuesto	Fórmula	ΔH^o_f (kJ/mol)	ΔG^o_f (kJ/mol)	S^o_f (J/mol·K)
Cloruro de sodio	$NaCl_{(s)}$	-411,2	-384,1	72,1
Hidróxido de sodio	$NaOH_{(s)}$	-425,6	-379,5	64,5
Carbonato de sodio	$Na_2CO_{3(s)}$	-1131,0	-1044	135,0

El texto, básico pero con rigor, ofrece una exposición de los principios de la Química, accesible incluso para estudiantes sin apenas conocimientos de esta materia. A su parte teórica se une una completa y amplia colección de ejercicios, algunos explicados detalladamente y resueltos; y, otros, propuestos e indicada su resolución.

Los autores de este libro son profesores de la UNED y han elaborado diversos materiales didácticos adaptados a la enseñanza a distancia de materias regladas y no regladas.

Alejandrina Gallego Picó, doctora en Ciencias Químicas (UNED), es profesora contratada doctora del Departamento de Ciencias Analíticas de la UNED. Imparte asignaturas de las licenciaturas y grados en Química y en Ciencias Ambientales. También colabora en el máster universitario en Ciencia y Tecnología Química, así como en el programa de Doctorado en Químicas. Su labor investigadora se centra en el desarrollo de métodos analíticos y tratamientos de muestras.

Rosa M.ª Garcinuño Martínez, doctora en Ciencias Químicas (UCM), es profesora contratada doctora del Departamento de Ciencias Analíticas de la UNED. Su docencia se centra en asignaturas de las licenciaturas y grados en Química y Ciencias Ambientales. De igual modo participa en el máster universitario en Ciencia y Tecnología Química, así como en el programa de Doctorado en Químicas. Sus líneas de investigación están relacionadas con el desarrollo de métodos analíticos para la determinación de contaminantes y analitos inorgánicos en diferentes matrices (alimentos, muestras medioambientales).

M.ª José Morcillo Ortega, doctora en Farmacia (UCM), es catedrática de Universidad del Departamento de Ciencias Analíticas de la UNED. Ha impartido diversas asignaturas en la licenciatura y grado en Química, así como en el Curso de Acceso para Mayores de 25 Años. También imparte asignaturas dentro del programa de tercer ciclo de Química Analítica y en el máster universitario en Ciencia y Tecnología Química. Además, colabora en cursos de extensión universitaria. Desarrolla su investigación en el campo de la Química Médica.

Miguel Ángel Vázquez Segura, doctor en Ciencias Químicas (UIB), premio extraordinario de doctorado, licenciado en Ciencias Físicas (UNED), es catedrático de enseñanza secundaria y profesor tutor del centro asociado de la UNED en Les Illes Balears. Tutoriza la materia de Química en el Curso de Acceso para Mayores de 25 Años desde 1986, así como distintas asignaturas del área de química en los grados en Química, en Ciencias Ambientales y en Ingeniería.





0000126UD04A01